



conecte
L I V E

JOÃO USBERCO
PHILIPPE SPITALERI (PH)
EDGARD SALVADOR

Química

1

**LIVRO PARA ANÁLISE
DO PROFESSOR**
• VENDA PROIBIDA •

ABRELIVROS

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA
DE EDITORES DE LIVROS



**Editora
Saraiva**

plurall



Química

JOÃO USBERCO

Bacharel em Ciências Farmacêuticas pela Universidade de São Paulo.
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo.

PHILIPPE SPITALERI (PH)

Bacharel em Química pela Universidade de São Paulo.
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo.

EDGARD SALVADOR

Licenciado em Química pela Universidade de São Paulo.
Professor de Química do Anglo Vestibulares de São Paulo.

Direção geral: Guilherme Luz

Direção editorial: Luiz Tonolli e Renata Mascarenhas

Gestão de projeto editorial: Viviane Carpegiani

Gestão e coordenação de área: Isabel Rebelo Roque

Edição: Daniela Nardi, Erich Golçalves da Silva,
Lucas Augusto Jardim e Kamille Ewen de Araújo

Gerência de produção editorial: Ricardo de Gan Braga

Planejamento e controle de produção: Paula Godo,
Roseli Said e Marcos Toledo

Revisão: Hélia de Jesus Gonsaga (ger.), Kátia Scaff Marques (coord.),
Rosângela Muricy (coord.), Ana Curci, Ana Paula C. Malfa, Arali Gomes,
Brenda T. M. Morais, Carlos Eduardo Sigrist, Célia Carvalho,
Cesar G. Sacramento, Daniela Lima, Heloísa Schiavo, Hires Heglan,
Larissa Vazquez, Lilian M. Kumai, Luciana B. Azevedo, Maura Loria,
Patrícia Cordeiro, Patrícia Travanca, Raquel A. Taveira, Sandra Fernandez,
Sueli Bossi e Vanessa P. Santos

Arte: Daniela Amaral (ger.), André Gomes Vitale (coord.)
e Filipe Dias (edição de arte)

Diagramação: Setup

Iconografia: Silvio Klugin (ger.), Roberto Silva (coord.),
Claudia Balista (pesquisa iconográfica)

Licenciamento de conteúdos de terceiros: Thiago Fontana (coord.),
Flavia Zambon (licenciamento de textos), Erika Ramires,
Luciana Pedrosa Bierbauer, Luciana Cardoso Sousa
e Claudia Rodrigues (analistas adm.)

Tratamento de imagem: Cesar Wolf e Fernanda Crevin

Ilustrações: Adilson Secco, Conceitograf, Estúdio Ampla Arena, Hélio
Senatore, João Anselmo, Lápis 13B, Leonardo Conceição, Lettera
Studio, Luis Moura, Luiz Fernando Rubio, Marcos Farrell,
Mario Yoshida, Paulo César Pereira, Rafael Herrera, Selma Caparroz,
Sérgio Furlani e Walter Caldeira

Design: Gláucia Correa Koller (ger.),
Erika Yamauchi Asato, Filipe Dias (proj. gráfico) e Adilson Casarotti (capa)

Composição de capa: Segue Pro

Foto de capa: Damir Khabirov/Shutterstock, Shutterstock/PowerUp,
Shutterstock/Anusorn Nakdee

Todos os direitos reservados por Saraiva Educação S.A.

Avenida das Nações Unidas, 7221, 1ª andar, Setor A –
Espaço 2 – Pinheiros – SP – CEP 05425-902
SAC 0800 011 7875
www.editorasaraiva.com.br

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Usberco, João
Química 1 : conecte live / João Usberco, Edgard
Salvador, Philippe Spitaleri. -- 3. ed. --
São Paulo : Saraiva, 2018.

Suplementado pelo manual do professor.
Bibliografia.
ISBN 978-85-472-3405-8 (aluno)
ISBN 978-85-472-3406-5 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Salvador, Edgard.
II. Spitaleri, Philippe. III. Título.

18-17551

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7
Maria Alice Ferreira – Bibliotecária – CRB-8/7964

2018

Código da obra CL 800857

CAE 628202 (AL) / 628203 (PR)

3ª edição

1ª impressão



Impressão e acabamento

Apresentação

A Química está presente em todas as atividades humanas. Ela não se resume às avançadas pesquisas de laboratório e à produção industrial. Na verdade, mesmo que não percebamos, ela é parte integrante do nosso cotidiano.

Quando preparamos os alimentos, por exemplo, estamos fazendo uso de conceitos e transformações químicas. Da mesma forma, ao lavarmos as mãos ou escovarmos os dentes, estamos colocando em prática reações e transformações que a Química explica.

Nesta edição de *Conecte Química*, reformulada e atualizada, pretendemos levar a você, estudante, essa visão de que a Química não é uma área da ciência separada da “vida real”. Ela está por trás de cada produto (e sua embalagem) que você vê exposto nas prateleiras dos supermercados, das farmácias, das padarias. São os estudos realizados por ela, em conjunto com diversas outras ciências, que permitem aos veículos automotivos circular pelas cidades. São esses estudos, também, que têm tornado possível buscar soluções para os crescentes problemas ambientais do planeta e melhorar a qualidade de vida das populações.

Pretendemos que esta obra sirva para que você amplie seus horizontes, perceba a inter-relação da Química com outras ciências e com sua vida e, assim, obtenha uma compreensão mais construtiva e menos distanciada desse campo da ciência.

Esperamos que, ao fazer uso desta obra, você desenvolva uma posição cada vez mais crítica e participativa sobre os avanços tecnológicos, avaliando seus benefícios e também buscando esclarecer seu possível impacto negativo no ser humano e no ambiente.

Antes de começar os seus estudos, convidamos você a ler, nas páginas 4 e 5, a seção *Conheça seu livro*, que explica como a obra está estruturada e ajudará no melhor aproveitamento do conteúdo deste livro, da coleção e das aulas.

Durante seus estudos, conte sempre com a ajuda do(a) professor(a).

Ele(a) poderá orientar seu trabalho, esclarecer dúvidas, auxiliar pesquisas e, principalmente, trocar ideias sobre os temas em estudo e sobre suas implicações na vida de cada um de vocês.

Bom estudo!

Os autores

Conheça seu livro



» Os volumes da coleção estão organizados em **unidades** que reúnem capítulos com temas relativos a elas. A unidade se inicia sempre com um texto que explora algum aspecto interessante do que será estudado, uma imagem e uma questão, que propõe a você algumas reflexões.

» Os **capítulos** agrupados dentro das unidades detalham os conceitos, os relacionam com aqueles previamente discutidos e preparam o fundamento para os que virão a ser trabalhados. As imagens complementam e enriquecem o texto. Seções variadas, em pequenos boxes laterais, mantêm uma constante conversa com você.

» Diversos **boxes** conversam com você para complementar informações, propor pesquisas ou reflexões, fazer alertas, sugerir ampliações, etc.

Questões pouco convencionais que estimulam a pensar sobre a Química de uma maneira diferente e a observar o mundo e os fenômenos sob outras perspectivas.

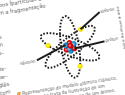
2) Uma reação prototípica para o estudo da química é a reação de combustão. Ela ocorre quando um combustível reage com o oxigênio do ar, liberando energia na forma de calor e luz. Essa reação é fundamental para a vida e para a sociedade humana.

A química moderna

Na segunda metade do século XIX, a química passou por uma revolução. Isso ocorreu devido a descobertas de novos elementos e a compreensão de como eles se combinam para formar compostos.

A descoberta do nêutron

Em 1932, James Chadwick descobriu o nêutron, uma partícula subatômica sem carga elétrica. Essa descoberta foi fundamental para a compreensão da estrutura do núcleo atômico e para o desenvolvimento da física nuclear.



Evolução do modelo atômico

CAPÍTULO 12

Após Rutherford ter proposto seu modelo atômico, os cientistas descobriram suas falhas para a distribuição da eletricidade na eletrosfera e foram progressivamente levando em conta os fenômenos físicos sobre a interação entre as ondas eletromagnéticas e os átomos. Essas descobertas levaram a propoer novos modelos atômicos.

Ondas eletromagnéticas

No início do século XIX, o cientista inglês James Clerk Maxwell (1831-1879) observou que, quando a luz solar atravessa um prisma, ocorre uma separação das cores da luz, dando origem a um espectro de cores contínuo. Isso ocorreu porque a luz é uma onda eletromagnética.



SAIBA MAIS

A ciência através dos tempos, de Alice Chastet. Editora Moderna.

» Os boxes **Saiba mais** apresentam sugestões de sites, livros, artigos, filmes, etc., que poderão auxiliar na compreensão de diversos conteúdos estudados ao longo desta coleção.

As atividades da seção **Explore seu mundo** trazem experimentos muito simples de investigação.

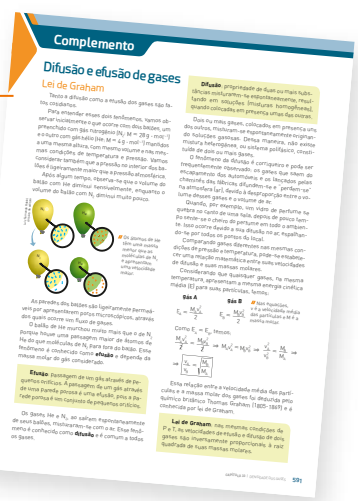
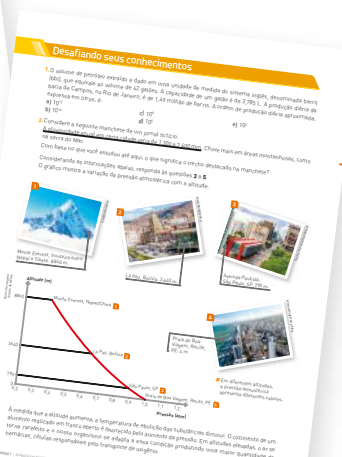
» Ao longo dos capítulos, você vai encontrar a seção **Conexão**, com textos acompanhados de atividades que exploram a relação entre a Química e os mais variados campos de interesse por meio de temas variados, dialogando de modo interdisciplinar com as demais ciências da natureza e com os temas transversais saúde, ambiente, cidadania, pluralidade cultural. O objetivo é que você desenvolva um olhar mais completo sobre cada tema e perceba quanto a Química depende das outras ciências.

» Na seção **Atividade prática**, por meio de procedimentos simples, são propostos experimentos e observações que tornam mais concretos alguns aspectos da Química.

» Para pôr em prática e consolidar seu aprendizado, você tem, ao longo dos capítulos, as seções **Fundamentando seus conhecimentos**, **Desenvolvendo seus conhecimentos** e **Desafiando seus conhecimentos**.

» Com o intuito de ampliar os assuntos tratados em algumas unidades, a seção **Complemento** apresenta conceitos complementares aos trabalhados ao longo do capítulo, trazendo teorias e exercícios que possibilitam aprofundar seus conhecimentos em Química.

» A seção **Leia, analise e responda** é outro momento do livro que explora a interdisciplinaridade, com textos sucintos que enfatizam o caráter interdisciplinar da Química.



Sumário

Parte I – Geral

UNIDADE 1 – QUÍMICA EM NOSSA VIDA.....9

Capítulo 1 – A Química e o nosso mundo10

Capítulo 2 – Como pensam os cientistas?20

Capítulo 3 – Grandezas e medidas25

UNIDADE 2 – O QUE COMPÕE O NOSSO MUNDO.....45

Capítulo 4 – Química – Uma ciência
experimental46

Capítulo 5 – Matéria e seus estados
físicos – Energia52

Capítulo 6 – Composição da matéria71

Capítulo 7 – Separando misturas86

Capítulo 8 – Transformações da matéria113

UNIDADE 3 – A ESTRUTURA ATÔMICA.....119

Capítulo 9 – História da Química120

Capítulo 10 – Descobrimos a estrutura
atômica da matéria134

Capítulo 11 – Principais características
do átomo146

Capítulo 12 – Evolução do
modelo atômico161

UNIDADE 4 – TABELA PERIÓDICA.....195

Capítulo 13 – Bases da organização
dos elementos196

Capítulo 14 – Propriedades periódicas221

UNIDADE 5 – INTERAÇÕES ATÔMICAS E INTERMOLECULARES.....243

Capítulo 15 – Ligações iônicas
ou eletrovalentes244

Capítulo 16 – Ligações covalentes257

Capítulo 17 – Ligações metálicas284

Capítulo 18 – Geometria molecular296

Capítulo 19 – Polaridade307

Capítulo 20 – Interações moleculares317

Parte II – Geral

UNIDADE 6 – FUNÇÕES INORGÂNICAS.....347

Capítulo 21 – Dissociação e ionização.....348

Capítulo 22 – Ácidos.....361

Capítulo 23 – Bases ou hidróxidos.....381

Capítulo 24 – Sais.....394

Capítulo 25 – Óxidos.....419

UNIDADE 7 – REAÇÕES QUÍMICAS.....451

Capítulo 26 – Balanceamento das equações
químicas.....452

Capítulo 27 – Tipos de reação.....461

Capítulo 28 – Condições para a
ocorrência de reações.....469

UNIDADE 8 – RELAÇÕES DE MASSA.....487

Capítulo 29 – Massa dos átomos.....488

UNIDADE 9 – GASES.....509

Capítulo 30 – Gases e suas
transformações.....510

Capítulo 31 – Quantidade de matéria
e equação de estado.....553

Capítulo 32 – Mistura de gases.....567

Capítulo 33 – Densidade dos gases.....582

UNIDADE 10 – ESTEQUIOMETRIA.....595

Capítulo 34 – Cálculos estequiométricos.....596

Capítulo 35 – Os coeficientes e as quantidades
de substância (mol).....618

Capítulo 36 – As reações no laboratório
e na indústria.....633

Sumário – Parte I

UNIDADE 1 – QUÍMICA EM NOSSA VIDA.....9

Capítulo 1 – A Química e o nosso mundo10

Cenários de atuação da Química12

Capítulo 2 – Como pensam os cientistas?20

Procedimentos científicos20

Procedimentos científicos no dia a dia21

Atividades práticas – Imaginando explicações (hipóteses).....24

Capítulo 3 – Grandezas e medidas25

O Sistema Internacional de Unidades (SI)25

Unidades de medida26

Conexão – Saúde35

Atividade prática – Construção de um densímetro36

UNIDADE 2 – O QUE COMPÕE O NOSSO MUNDO.....45

Capítulo 4 – Química – Uma ciência experimental46

O laboratório de Química.....46

Transmissão de informações científicas e tecnológicas.....47

Conexão – Cotidiano48

Responsabilidade ambiental no laboratório e em casa49

Capítulo 5 – Matéria e seus estados físicos – Energia52

Os estados físicos da matéria53

Mudanças de estado físico54

Atividade prática – De onde surge a água?70

Capítulo 6 – Composição da matéria71

Substâncias puras72

Misturas73

Sistemas76

Leia, analise e responda –
Água do mar85

Capítulo 7 – Separando misturas86

Métodos de separação87

Conexão – Sociedade.....88

Outros materiais de laboratório95

Conexão – Cidadania.....96

Conexão – Meio ambiente.....110

Atividades práticas – Para separar sal de areia/
Cromatografia em papel.....112

Capítulo 8 – Transformações da matéria113

Transformações físicas e químicas113

UNIDADE 3 – A ESTRUTURA ATÔMICA119

Capítulo 9 – História da Química120

Leis ponderais121

Teoria atômica de Dalton124

As explicações de Dalton para as leis ponderais.....126

Capítulo 10 – Descobrimos a estrutura atômica da matéria134

Características elétricas da matéria.....134

O estudo do átomo.....135

Atividade prática – Levantando hipóteses e criando um modelo: uma caixa-surpresa.....145

Capítulo 11 – Principais características do átomo.....146

Número atômico (Z).....146

Número de massa (A).....147

Determinação do número de nêutrons (n).....147

Elemento químico.....147

Semelhanças atômicas.....150

Conexão – Tecnologia.....151

Capítulo 12 – Evolução do modelo atômico	161
Ondas eletromagnéticas.....	161
Conexão – Saúde	164
Modelo atômico de Rutherford-Böhr.....	165
Conexão – Tecnologia	167
A eletrosfera.....	168
Conexão – Física	174
Conexão – Cidadania	176
Complemento – Modelo quântico	187
UNIDADE 4 – TABELA PERIÓDICA	195
Capítulo 13 – Bases da organização dos elementos	196
As primeiras tabelas periódicas.....	196
A tabela periódica atual.....	198
Conexão – Saúde, meio ambiente e cidadania	208
Capítulo 14 – Propriedades periódicas	221
Raio atômico: o tamanho do átomo.....	221
Energia (ou potencial) de ionização.....	223
Afinidade eletrônica ou eletroafinidade.....	226
Eletronegatividade.....	227
Propriedades físicas dos elementos.....	228
Conexão – Tecnologia e sociedade	240
UNIDADE 5 – INTERAÇÕES ATÔMICAS E INTERMOLECULARES	243
Capítulo 15 – Ligações iônicas ou eletrovalentes.....	244
Ligações químicas e estabilidade.....	244
Ligação iônica ou eletrovalente.....	246

Conexão – Saúde	250
Capítulo 16 – Ligações covalentes.....	257
A ligação covalente e a tabela periódica.....	258
Compostos moleculares.....	259
Complemento – Exceções à regra do octeto	270
Alotropia.....	275
Propriedades das substâncias moleculares.....	279
Capítulo 17 – Ligações metálicas	284
Formação de ligas metálicas.....	285
Diferenças entre retículos cristalinos.....	286
Leia, analise e responda – Os sinos e as ligas metálicas	293
Conexão – Cidadania	294
Capítulo 18 – Geometria molecular	296
Conexão – Biologia	300
Atividade prática – Repulsão dos pares eletrônicos	306
Capítulo 19 – Polaridade	307
Polaridade das ligações	307
Polaridade de moléculas	310
Capítulo 20 – Interações moleculares	317
Estado físico e interações intermoleculares	317
Moléculas apolares	318
Moléculas polares	319
Temperaturas de fusão e ebulição	322
Polaridade e solubilidade	323
Atividade prática – Produzindo grandes bolhas de sabão	338
Gabarito da Parte I	339

Química em nossa vida

UNIDADE

1

A Química é a ciência que estuda a composição, a estrutura, as propriedades e as reações que envolvem a matéria. Os conhecimentos químicos não são utilizados somente em laboratórios; eles estão presentes em nosso dia a dia e em tudo que nos cerca. Por exemplo, usamos a Química quando cozinhamos um alimento, quando utilizamos um sabão para lavar nossas roupas e até mesmo quando damos partida em um automóvel.

Em sua opinião, em quais outras situações do dia a dia a Química está presente?



anekoho/Shutterstock

Um dos fenômenos que permitem os balões voarem pelo céu é explicado pela Química.

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- A Química em nosso dia a dia.
- Procedimentos científicos.
- Diferentes unidades de medida.

A Química e o nosso mundo



Monkey Business Images/Shutterstock

// Aula de Química.

Neste ano você começará a ter aulas de Química e deve estar imaginando o que vai estudar nessa disciplina, não é mesmo?

Para ajudar a responder a essa pergunta, vamos pensar em algumas questões do seu dia a dia e que despertam sua curiosidade. Algumas delas podem ser respondidas utilizando conhecimentos químicos.

Você já se interessou, por exemplo, em saber por que um surfista passa parafina em sua prancha? Qual é a origem da parafina e por que ela não se dissolve na água do mar?

Já pensou em quais são as substâncias utilizadas em uma tatuagem? Será que existe algum risco em utilizá-las?

Muitas vezes, ao passarmos perto de um veículo com o motor funcionando, vemos a liberação de fumaça. De que componentes essa fumaça é formada?

Talvez você já tenha procurado saber como o oxigênio é transportado no seu corpo ou até mesmo por que analgésicos que têm como componente o ácido acetilsalicílico (AAS) costumam aliviar as dores de cabeça.

Assim como você, os químicos também são curiosos em relação aos fatos e fenômenos do nosso mundo. Veja a seguir como os conhecimentos químicos podem nos ajudar a responder a algumas dessas questões.

► Qual é a origem da parafina utilizada pelos surfistas em suas pranchas?

A parafina é uma mistura de substâncias denominadas hidrocarbonetos, isto é, formadas por carbono e hidrogênio. Os hidrocarbonetos são insolúveis em água e obtidos a partir da destilação fracionada do petróleo.



Westend61/Getty Images



photogerson/Shutterstock

// A utilização da parafina aumenta a aderência do surfista à sua prancha, o que favorece suas manobras.

► Quais são as substâncias utilizadas nas tatuagens?

A técnica utilizada na tatuagem definitiva consiste em introduzir na derme, com o auxílio de agulhas, pigmentos coloridos que ficam retidos nas células dessa camada da pele de maneira permanente. Os mais comuns são carbono (preto), sais de cádmio (amarelos ou vermelhos) e sais de cromo (verdes).

Quando uma pessoa decide fazer esse tipo de tatuagem, deve estar consciente de que o processo é doloroso, permanente e pode trazer riscos à saúde. Todo o material utilizado deve ser descartável, para evitar a contaminação de agentes patológicos que causam doenças como as hepatites B e C e a aids.



Mikhail Kay/Shutterstock

// Tinta utilizada para fazer tatuagem permanente.

► Como um veículo produz a fumaça que vemos nas ruas de algumas cidades?

A fumaça liberada pelos escapamentos dos veículos pode conter óxidos de carbono, de nitrogênio e de enxofre. Além disso, caso o motor do veículo não esteja regulado corretamente, pode ocorrer a combustão incompleta do combustível, com liberação de partículas sólidas de carvão (material particulado), responsável pela cor escura da fumaça. Essas emissões contribuem de maneira expressiva para o problema da poluição do ar.

Além de manter o motor do carro regulado para evitar a combustão incompleta, outra maneira de reduzir a emissão de poluentes pelos veículos é encher os pneus de acordo com a pressão recomendada pelo fabricante. Isso melhora o desempenho do carro, reduz a quantidade de combustível utilizado e, consequentemente, diminui a emissão de gases poluentes no ar.



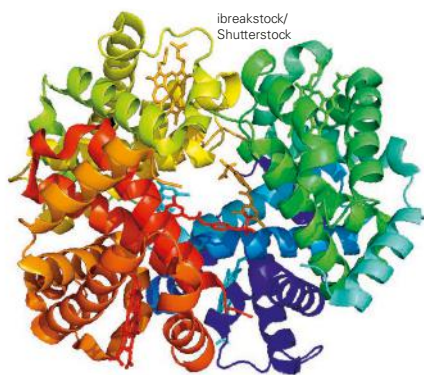
Dmitrii Erekhinski/Shutterstock

// Quanto mais escura a fumaça, maior a quantidade de carvão (material particulado) presente.

Poluição atmosférica

Ao longo dos últimos anos, a redução da poluição do ar tem sido uma das principais preocupações da maioria dos países do mundo. Em outubro de 2015, um documento da Organização Mundial da Saúde (OMS) mostrou que mais de 7 milhões de pessoas morrem anualmente em decorrência desse tipo de poluição.

Pesquise outras ações que podem ser realizadas por nós e pelos órgãos governamentais responsáveis pelo combate à poluição atmosférica. Compartilhe essas informações com os colegas. Depois, vocês podem, por exemplo, criar uma campanha educativa para orientar as pessoas de sua comunidade a adotarem ações para corrigir e prevenir problemas de poluição do ar.



// Modelo de estruturas proteicas que compõem a hemoglobina.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

► Como o oxigênio é transportado em nosso corpo?

A hemoglobina é uma proteína que está presente nas hemácias, também conhecidas por glóbulos vermelhos ou eritrócitos. Essa proteína se liga ao gás oxigênio que chega aos pulmões e o transporta para todas as células do corpo, onde será utilizado em processos de obtenção de energia.

Ao liberar o gás oxigênio nas células, a hemoglobina se liga ao dióxido de carbono (CO_2), transportando-o até os pulmões, onde será liberado.

► Por que os analgésicos que têm como componente o ácido acetilsalicílico (AAS) costumam aliviar as dores de cabeça?

Quando uma parte do corpo sofre um dano ou uma infecção, são produzidas substâncias denominadas prostaglandinas, responsáveis por desencadear um processo inflamatório, geralmente caracterizado por dor, edema e febre. A ação do ácido acetilsalicílico consiste em bloquear a síntese de prostaglandinas, reduzindo a inflamação e seus efeitos.



// **A.** Há muitos tipos de dor de cabeça; por isso, sempre que a dor for persistente, é fundamental procurar ajuda médica e não se automedicar.

B. A *Spiraea ulmaria* é uma planta na qual está presente o ácido salicílico (também conhecido por ácido espireico), substância utilizada na preparação do ácido acetilsalicílico (AAS).

Cenários de atuação da Química

Obtenção de energia

// A tecnologia de conversão da energia solar em energia elétrica por meio de células fotovoltaicas exige grandes áreas e ainda envolve custos muito elevados, especialmente para uso em larga escala.

Para que possamos viver, nosso organismo depende de energia, obtida a partir de processos químicos. A sociedade atual é dependente de energia para funcionar da maneira que a conhecemos. Por muitos anos, o ser humano tem utilizado combustíveis fósseis (petróleo, carvão mineral, gás natural) como fonte de energia. Porém, a utilização desses combustíveis apresenta alguns inconvenientes: não são renováveis e o seu uso causa impactos ambientais negativos.

As Ciências da Natureza, entre elas a Química, têm papel fundamental na pesquisa de novas fontes de energia que, além de renováveis, sejam limpas, isto é, causem impacto ambiental mínimo.

Uma dessas fontes é a energia solar: por meio de células fotovoltaicas (também chamadas fotoelétricas), a energia solar é transformada em energia elétrica.



Gerson Gerloff/Pulsar Imagens

Outra fonte de energia elétrica é a energia nuclear. A obtenção de energia elétrica a partir da energia nuclear é baseada no fenômeno da fissão nuclear, que consiste na divisão do núcleo de um átomo seguida da liberação de uma quantidade maciça de energia. Trata-se de uma importante fonte de energia em vários países, como nos Estados Unidos e no Japão. Seu uso tem, entre outras vantagens, a ocupação de áreas relativamente pequenas para a instalação das usinas. Entretanto, o uso desse tipo de energia envolve alguns riscos, que vão do acúmulo de resíduos radioativos produzidos no processo ao risco de acidentes, que, embora raros, causam danos irreparáveis ao ambiente e aos seres vivos.

Martin Lisner/Shutterstock



// Usina nuclear em Temelin, na República Tcheca.

A fusão nuclear, ao contrário da fissão nuclear, é um fenômeno no qual ocorre a colisão e a fusão entre dois átomos com enorme liberação de energia. Esse processo só ocorre naturalmente nas estrelas, como o Sol, pois depende de condições de pressão e temperatura altíssimas. A fusão nuclear pode, no futuro, vir a ser uma importante fonte de energia elétrica, ambientalmente limpa, porém atualmente ainda não foram desenvolvidas tecnologias que viabilizem o uso da energia liberada na fusão nuclear.

// Os principais elementos químicos presentes no Sol são o hidrogênio, aproximadamente 92%, e o hélio, 7,8%.



Amanda Carden/Shutterstock

Agricultura e alimentação

Ao longo da história da humanidade, uma unidade agrícola familiar produzia seu próprio alimento e garantia sua sobrevivência. Para isso, utilizavam-se adubos naturais, ferramentas artesanais e animais de tração em pequenas áreas rurais.

Porém, com a crescente necessidade de melhorar as colheitas, tanto em quantidade como em qualidade, para abastecer grandes populações e atender às demandas de mercado, a agricultura familiar se tornou impraticável. Fez-se necessário um grande suporte tecnológico, que envolve também a indústria química para produzir substâncias como:

- pesticidas ou defensivos agrícolas – destinados ao controle de pragas e plantas daninhas nas plantações;
- fertilizantes – destinados a melhorar a qualidade do solo e recuperar solos desgastados pelo uso intensivo.

No entanto, o uso indiscriminado dessas substâncias sem o devido controle e fiscalização tem levado a sérias degradações ambientais, além de apresentar graves riscos à saúde humana. Este é um desafio para a Química: buscar produtos menos agressivos ao meio ambiente e aos seres vivos.

Alf Ribeiro/Shutterstock



// Os defensivos agrícolas evitam a ocorrência ou a propagação de pragas, aumentando a produtividade das lavouras. Porém, se usados de maneira indiscriminada, trazem danos ao ambiente e à saúde, tanto de quem os aplica como de quem consome os produtos em que foram aplicados.



Chico Ferreira/Pulsar Imagens

Medicina e saúde

A indústria química, assim como a farmacêutica, tem papel fundamental no desenvolvimento da Medicina, pois participa de pesquisas e desenvolvimento de novos medicamentos e técnicas diagnósticas, importantes para o aumento da expectativa de vida e a melhoria da qualidade de vida da população. O desenvolvimento de vacinas e antibióticos, por exemplo, diminuiu de maneira significativa o índice de mortalidade. Além disso, exames clínicos, como os de sangue e de urina, são feitos com base em reações químicas.

Outras doenças, como a dengue e a febre amarela, são controladas por meio de vacinas, de campanhas educativas junto à população e de combate ao mosquito transmissor com inseticidas desenvolvidos pela indústria química.

// A vacina da febre amarela contém antígenos que estimulam a produção de anticorpos que evitam que o vírus se desenvolva.

[A] vacina contra febre amarela é a medida mais importante para prevenção e controle da doença e apresenta eficácia de aproximadamente 95%, além de ser reconhecidamente eficaz e segura. Entretanto, assim como qualquer vacina ou medicamento, pode causar eventos adversos como febre, dor local, dor de cabeça, dor no corpo, entre outros. Portanto, mesmo em um momento de intensificar as ações de vigilância da febre amarela, é necessário orientar a população quanto à necessidade de se vacinar.

Fonte: <<https://noticias.r7.com/saude/saiba-quem-deve-se-vacinar-contra-a-febre-amarela-19012017>>. Acesso em: 16 jan. 2018.

A Química também tem um papel importante no estabelecimento de políticas públicas de saneamento básico. Doenças como a cólera podem ser prevenidas com o consumo de água tratada com produtos como o cloro.

Leemage/Universal Images Group/Getty Images



// Napoleão Bonaparte (1769-1821) observa o cientista italiano Alessandro Volta (1745-1827) demonstrar o funcionamento de uma pilha elétrica, inventada por Volta em 1800. Esse dispositivo permitiu aproveitar a energia elétrica produzida por algumas transformações químicas. O invento possibilitou, ao longo do tempo, desenvolver equipamentos e tecnologias, como a televisão (1924), os computadores (1946), a internet (1969) e os telefones celulares (1973). Litografia colorida, artista desconhecido, 1901.

Tecnologia e cidadania

Se você olhar à sua volta, na escola, na rua ou em casa, identificará muitos materiais e equipamentos que facilitam a vida das pessoas: móveis, veículos, eletrodomésticos, equipamentos eletrônicos, etc. Eles são a aplicação tecnológica de descobertas científicas, muitas das quais se deram no século XX.

Há sempre um intervalo de tempo entre a descoberta feita pela ciência e sua aplicação tecnológica. Esse intervalo depende de fatores como rapidez em que é comunicada a descoberta, verificação de sua possível aplicação prática e produção em larga escala, entre outros.

Ao mesmo tempo que o desenvolvimento tecnológico melhora a qualidade de vida do ser humano, ele também modifica drasticamente o ambiente e os recursos naturais, causando, muitas vezes, poluição do ar e das águas e alterações das cadeias alimentares. Daí a importância, para a sociedade, de discutir e identificar até que ponto o avanço tecnológico pode ser benéfico, definir critérios para a exploração dos recursos naturais e estudar formas de reaproveitar os resíduos dos processos tecnológicos.

Para participarmos dessa discussão, precisamos ter acesso a informações confiáveis e adquirir conhecimentos. As aulas de Química são uma oportunidade para que você compreenda o papel da ciência e da tecnologia na sua vida diária e possa tomar decisões como consumidor e cidadão.

Consumo e ambiente

Com a Revolução Industrial, que teve início no século XVIII, ocorreu uma grande mudança no padrão de consumo da sociedade. As indústrias passaram a produzir mais, em um tempo cada vez menor. Com esse consequente aumento de produtividade, um novo tipo de lixo passou a ser gerado, e em escala cada vez maior: o lixo industrial.

Hoje as grandes indústrias produzem uma enorme quantidade e variedade de produtos, com preço acessível e destinados a um número maior de pessoas. Ficou mais fácil comprar, usar, descartar, substituir produtos por outros mais “modernos”... e gerar mais lixo.

Segundo dados de 2012 do Ministério do Meio Ambiente, cada brasileiro produz, em média, 1,1 kg de lixo diariamente. Em todo o país, são coletadas 188,8 toneladas de resíduos sólidos por dia e, em mais de 50% dos municípios, os resíduos não têm destinação adequada e são depositados em lixões.

Para minimizar o impacto ambiental causado por essa enorme quantidade de lixo gerado é extremamente importante, tanto local como globalmente, que todos se comprometam com a chamada “política dos 3 erres”, cuja aplicação envolve:

- **Redução** do lixo produzido – envolve o consumo consciente, ou seja, a redução do consumo de produtos.
- **Reutilização** – envolve o reúso dos objetos, por exemplo, embalagens plásticas e de vidro. Essa prática evita a compra de recipientes e o descarte das embalagens utilizadas.
- **Reciclagem** – envolve a transformação de materiais já utilizados, como papel, vidro, alumínio, plástico e embalagens diversas em matéria-prima para a produção de novos objetos. Além de diminuir o acúmulo de lixo e ajudar na preservação das fontes naturais, é mais econômico, já que em vários casos é mais barato reciclar do que produzir utilizando matérias-primas novas.

Algumas entidades e pessoas que trabalham com questões relacionadas aos problemas do lixo sugerem a adoção de um quarto erro: o de repensar. Repensar nossos hábitos e atitudes é fundamental para amenizar o problema do lixo.



// **Reduzir:** Precisamos de tantas embalagens para um só produto?



// **Reutilizar:** Por que não reaproveitar potes e garrafas de plástico e de vidro em vez de jogá-los fora? Basta lavá-los bem e etiquetá-los para identificar seu novo conteúdo.



// **Reciclar:** Para que a reciclagem ocorra, o primeiro passo é separar os materiais e contar com a coleta seletiva. O uso de lixeiras diferentes para cada tipo de material facilita a separação. A participação de cada cidadão é importante, assim como a existência de um serviço eficiente de coleta e transporte do lixo reciclável.

SAIBA MAIS

Existem várias entidades envolvidas com a reciclagem. Todas elas mantêm sites informativos.

Abaixo, indicamos alguns deles:

- <www.cempre.org.br>
- <www.reciclatesc.org.br/quem_somos.php>
- <www.recicloteca.org.br>
- <www.centraldareciclagem.org>

Acesso em: 25 jul. 2017.

Fundamentando seus conhecimentos

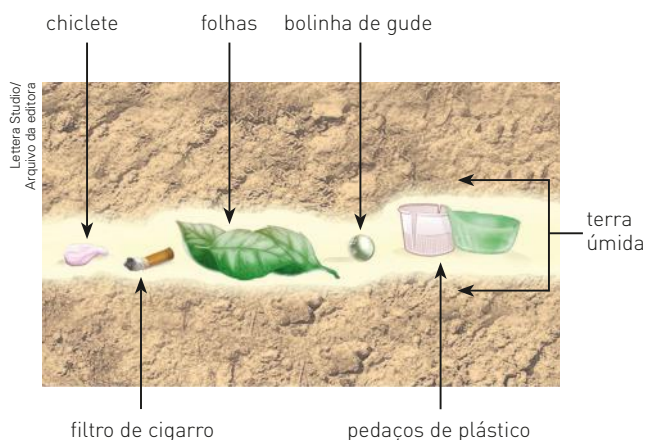
1. Observe a tabela abaixo.

Decomposição de materiais	
Material	Tempo
restos orgânicos	de 2 meses a 1 ano
papel	de 3 meses a vários anos
filtro de cigarro	de 3 meses a vários anos
madeira	6 meses
chiclete	5 anos
lata de aço	10 anos
vidro	mais de 10 000 anos
plástico	mais de 100 anos
lata de alumínio	mais de 1 000 anos

Fonte: LIXO.COM.BR.

Disponível em: <www.lixo.com.br>. Acesso em: 5 mar. 2017.

Agora suponha que uma pessoa tenha colocado entre duas camadas de terra úmida os seguintes materiais: chiclete, filtro de cigarro, bolinha de gude, folhas e pedaços de plástico, conforme a ilustração.



Responda às questões:

- Em qual desses materiais você vai notar alterações em menor espaço de tempo? *Nas folhas.*
- Quais são recicláveis? *A bolinha de gude e os pedaços de plástico.*
- Qual deles poderia ser utilizado como adubo? *As folhas.*

2. O símbolo ao lado é usado para ressaltar um dos procedimentos da "política dos 3 erres".

A qual procedimento ele está associado e qual é seu significado?

Reciclar; a reciclagem gera economia financeira.



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Ao longo da sua vida, você provavelmente acumulou uma série de conhecimentos químicos, como:

- Para a massa do pão crescer, devemos usar fermento.



- O álcool e a gasolina são combustíveis, por isso devemos manuseá-los com cuidado.



- Muitos ácidos são corrosivos.



- A pólvora é um explosivo.



- Não se deve jogar plástico no lixo comum, pois sua decomposição demora centenas de anos.



Leo Burgos/Pulsar Imagens

- É proibido utilizar produtos contendo cloro-fluorcarbonetos (CFCs), pois eles destroem a camada de ozônio.



gosphotodesign/Shutterstock

- O açúcar, quando aquecido, “derrete” facilmente e pode carbonizar.



Fernando Favoretto/Criar Imagem

Baseando-se no que você já sabe e no que vimos neste capítulo, para cada um dos itens a seguir, indique quais geram benefícios, problemas ou ambos. Justifique sua resposta.

- Derivados de petróleo: gasolina, óleo *diesel*, etc.
- Inseticidas domésticos.
- Conservantes de alimentos.
- Refrigerantes.
- Adoçantes artificiais.

- Em 1984, em uma indústria da Union Carbide, na cidade de Bhopal, na Índia, ocorreu um vazamento da substância isocianato de metila, matéria-prima que compõe inseticidas extremamente poderosos. Mais de 3 mil pessoas morreram, e outras 14 mil apresentaram sequelas, como cegueira, esterilidade, distúrbios neurológicos, alterações no funcionamento do fígado ou dos rins, etc. A respeito desse assunto, responda aos itens:
 - Em sua opinião, os governos deveriam ou não proibir a fabricação desses inseticidas, os quais, apesar de extremamente tóxicos, permitem o aumento da produtividade agrícola, amenizando problemas gerados pela fome?
 - Quais sugestões você apresentaria para resolver esse problema?
 - Algumas dessas sugestões envolveriam aplicação de grandes volumes de capital por parte das empresas e dos governos?

- As ilustrações a seguir mostram os componentes de uma caixa de bombons.



laço de pano

tampa de papelão



bombons de chocolate



folha de papel de seda



bandeja de plástico PET



folha de papel



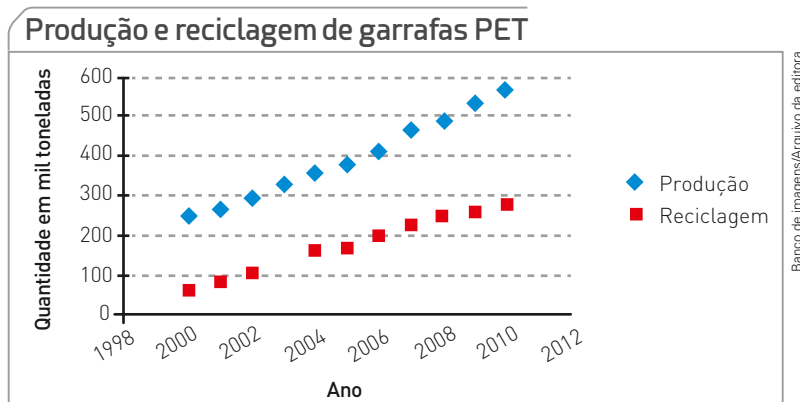
base de papelão

Ilustrações: Estúdio Ampla Arena/ Arquivo da editora

Responda:

- Todos os componentes da embalagem são realmente necessários? **Não.**
- Você acha que algum ou alguns deles são desnecessários? Quais?
- Com quais finalidades seria conveniente diminuir o número de componentes?
- Quais componentes dessa embalagem são recicláveis? **Todos, menos os bombons e o laço.**

4. Segundo a Associação Brasileira da Indústria do PET (Abipet), a reciclagem de garrafas PET vem tendo um aumento significativo: no ano 2000, foram recicladas 167 mil toneladas, e, em 2010, 282 mil toneladas. Porém, o salto de produção também foi enorme, como se pode ver no gráfico abaixo, o que evidencia que uma grande quantidade ainda deixa de ser reciclada.



Fonte: ABIPET. Disponível em: <www.abipet.org.br>. Acesso em: 27 jun. 2018.

Com base nos dados acima, faça o que se pede:

- Escreva um pequeno texto explicando a influência do aumento de embalagens PET não recicladas no ambiente.
- De que maneira você pode contribuir para aumentar a quantidade de embalagens PET recicladas?
- Por que a reciclagem do alumínio, em porcentagem, é quase o dobro da reciclagem das garrafas PET?

Desafiando seus conhecimentos

Desde a origem da humanidade, os homens se deslocam de um lugar para outro. Com o tempo, foram desenvolvendo meios de transporte que possibilitaram a interligação entre as mais diversas regiões de forma rápida e eficaz. Observe a ilustração abaixo que destaca características dessa evolução ao longo do tempo:

Fonte: HARVEY, David. *A condição pós-moderna*. São Paulo: Loyola, 1993. p. 220.



1500-1840

Velocidade das carruagens e dos barcos a vela: 16 km/h



1850-1930

Velocidade das locomotivas a vapor: 100 km/h; barcos a vapor: 57 km/h.



Anos 1950

Aviões a propulsão: 480-640 km/h



Anos 1960

Jatos de passageiros: 800-1100 km/h

Ilustrações: Marcos Farrell/Arquivo da editora

Nota-se nessa imagem que, entre os séculos XVI e XX, ocorreu a modernização dos meios de transporte. Com base nas informações responda às questões 1 a 5.

1. Qual era o material utilizado na construção das carruagens e dos barcos a vela? **Madeira.**
2. Nos anos de 1500 a 1840 dois meios de transporte eram os mais comuns. Quais os agentes responsáveis pelo deslocamento desses meios?
A tração animal e o vento.
3. No Brasil as locomotivas a vapor receberam o apelido de maria-fumaça em virtude da densa nuvem de vapor e fuligem expelida por sua chaminé. Que o material que era utilizado como combustível?
Carvão



4. A partir de 1950, de qual matéria-prima eram extraídos os combustíveis utilizados nesses meios de transporte? **Petróleo**
5. (Enem) Um dos grandes problemas das cidades é o que fazer com o lixo gerado pela população. Uma proposta é o programa dos 3 erres, que consiste em:

Reduzir, Reutilizar e Reciclar.

Campanhas governamentais deveriam orientar a população para a aplicação desse programa, pois ele:

- a) evita a produção de chorume, um líquido com alto teor de matéria orgânica, que pode apresentar metais pesados provenientes principalmente de pilhas e baterias.
- b) introduz a coleta seletiva de lixo, em todas as cidades, o que facilitaria, nos lixões, o processo de reciclagem e o descarte do lixo de forma adequada.
- c) facilita a construção de aterros sanitários, e assim teríamos a eliminação de lixo inorgânico, como plásticos, folhas de árvores, vidros e outros.
- d) reduz materiais confeccionados com metais, com plásticos ou com vidros, que devem ser reutilizados porque não podem ser reciclados.
- x e)** minimiza a geração de lixo, pois estimula a utilização de embalagens retornáveis em detrimento das descartáveis.

6. (Unicamp-SP) Na discussão atual sobre a sustentabilidade do planeta, o termo "3R" tem sido usado para se referir a práticas – Reutilizar, Reciclar e Reduzir – que podem ser adotadas para diminuir o consumo de materiais e energia na produção de objetos.

- a) Tendo em vista a sustentabilidade do planeta, ordene os verbos "reutilizar", "reciclar" e "reduzir", colocando em primeiro lugar a ação que levaria a uma diminuição mais significativa do consumo energético e material e, em último, a ação que levaria a uma diminuição menos significativa.
- b) Em um condomínio residencial há quatro grandes recipientes para receber, separadamente, metais, vidros, papéis e plásticos. Seria importante que houvesse outro recipiente, que até poderia ser menor, para receber outro tipo de material. Que material seria esse, sabendo-se que, do ponto de vista ambiental, ele é mais prejudicial que os outros mencionados? Explique por que esse material é muito prejudicial ao ambiente, quando aí descartado.

7. (UEL-PR)

"Se cada pessoa da Terra tivesse computador, celular e carro e consumisse a mesma quantidade de água, de cereais e de energia que os americanos, seria preciso quatro planetas para dar conta do recado."

(Revista Isto É, n. 1719, 11 set. 2002. p. 75.)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre a apropriação de bens de consumo e recursos no mundo atual, é correto afirmar:

- a) O padrão de consumo norte-americano é sustentável pelo fato de os Estados Unidos possuírem recursos próprios em quantidade suficiente para atender sua demanda.
- b) As bases do padrão de consumo norte-americano são a sustentabilidade, o conservacionismo e o preservacionismo ambiental.
- c) Para atingir uma economia sustentável, o padrão de consumo norte-americano deve ser disseminado entre os diferentes povos.
- x d)** O padrão de consumo norte-americano evidencia uma relação socioambiental predatória e insustentável.
- e) O acesso a bens de consumo nos países subdesenvolvidos pode alcançar o atual padrão norte-americano sem prejuízo ao meio ambiente.

Como pensam os cientistas?

As crianças geralmente gostam de explorar os objetos e fazem isso cheirando, tocando, olhando e até mesmo colocando-os na boca, ou seja, utilizando os sentidos.

Depois de crescidos, começamos a fazer perguntas sobre o mundo em que vivemos: “O que é um raio?”, “Como um arco-íris se forma?” ou “Por que o céu é azul?”. Você, por exemplo, já se questionou como os antibióticos funcionam ou por que as vitaminas são importantes para a saúde?

Todos os dias, fazemos perguntas e buscamos respostas para organizar nosso conhecimento e compreender o mundo à nossa volta.

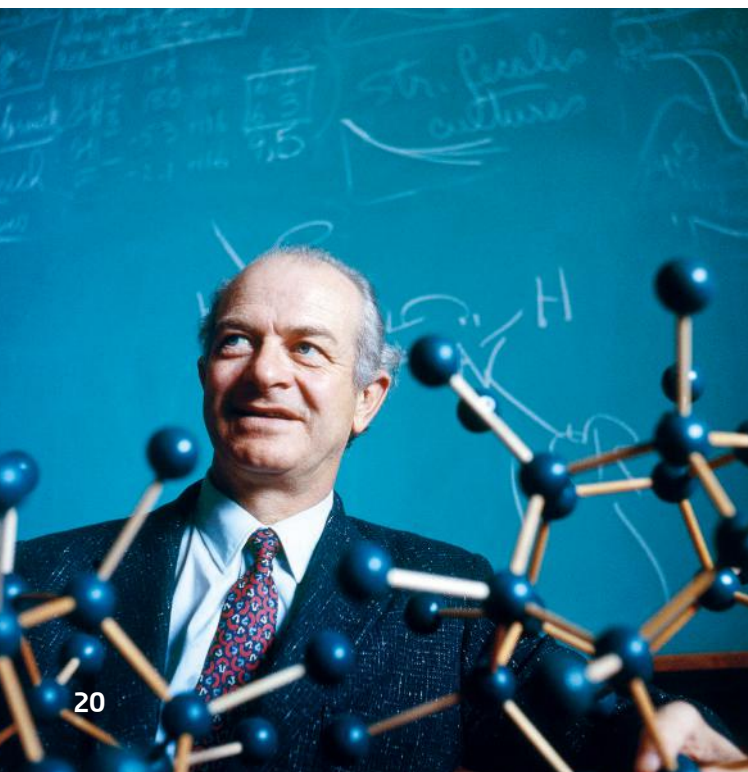
Linus Pauling também fazia muitas perguntas sobre as coisas...

Linus Pauling foi laureado com dois prêmios Nobel: o primeiro, em 1954, por seu trabalho no campo da Química, em relação à natureza das ligações químicas e determinação de estruturas de substâncias complexas. O segundo prêmio, em 1962, foi um prêmio Nobel da Paz.

Durante sua vida de estudante, Linus Pauling recordava que lera muitos livros de Química, Mineralogia e Física. “Eu refletia sobre as propriedades dos materiais. Por que algumas substâncias são coloridas e outras, não? Por que alguns minerais são macios, enquanto outros são duros?”. E acrescentava: “Eu estava construindo um incrível conhecimento científico empírico e ao mesmo tempo fazendo um grande número de perguntas sobre as coisas”.

Fonte: TIMBERLAKE, K. C. *An Introduction to General, Organic and Biological Chemistry*. 12. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2015. Tradução do autor.

// Linus Pauling (1901-1994),
cientista estadunidense.



Tom Hollyman/Science Source/Getty Images

Procedimentos científicos

Os cientistas, como Linus Pauling, têm um método de trabalho, mas ele é constituído de etapas que variam muito. Não existe um método único, e sim muitos métodos. Esses métodos são conjuntos de procedimentos aceitos e compartilhados dentro de determinada comunidade científica.

Entre tais procedimentos estão, por exemplo, a **observação de fenômenos** (naturais ou resultantes de experimentos) e a **formulação de hipóteses** para explicá-los, o que muitas vezes leva à necessidade de **novos experimentos** para testar tais hipóteses e, a partir daí, **tirar conclusões** ou **criar uma teoria** ou modelo explicativo. A Química frequentemente faz uso desses procedimentos.

A observação e a experimentação nas pesquisas de Paracelso

Paracelso foi um médico e alquimista que considerava que os conhecimentos alquímicos deveriam ser utilizados para a formulação de novos medicamentos, e não para a obtenção de ouro. Utilizando a observação e a experimentação, Paracelso propôs que a saúde corpórea é regulada por uma série de processos químicos que poderiam ser desequilibrados por alguns compostos e reequilibrados pela utilização de alguns minerais e medicamentos. Por exemplo, ele determinara que a poeira inalada provocava doenças pulmonares em mineiros. Ele também pensou que o bócio fosse um problema provocado por água contaminada e tratou sífilis com compostos de mercúrio.

A opinião de Paracelso em relação aos medicamentos era que a dose correta fazia a diferença entre a ação de cura e o envenenamento. Paracelso mudou a Alquimia de um modo que acabou por auxiliar a estabelecer os princípios da Medicina e da Química moderna.

Fonte: TIM BERLAKE, K. C. *An Introduction to General, Organic and Biological Chemistry*. 12. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2015. Tradução do autor.



De Agostini Picture Library/Getty Images

// O suíço Paracelso (1493-1541). Óleo sobre tela de Quentin Matsys (1466-1530). Museu do Louvre, França.

Procedimentos científicos no dia a dia

Você pode se surpreender ao perceber que utiliza procedimentos científicos diariamente. Imagine a seguinte situação: você vai à casa de um amigo e percebe que ele tem um novo gato. De repente, você começa a espirrar e se pergunta por que está espirrando. A partir disso, formula a hipótese de que talvez seja alérgico a pelos de gato.

Para testar a sua hipótese, você vai embora da casa de seu amigo. Se você parar de espirrar, talvez a sua hipótese esteja correta. Você pode tentar comprová-la visitando outro amigo que também tenha um gato. Se você começar a espirrar novamente, isso significa que o seu resultado experimental suporta a hipótese e você provavelmente é alérgico a pelos de gato. Entretanto, se continuar espirrando após deixar a casa de seu amigo, e não houver pelos de gato em sua roupa, você pode não ser alérgico, mas sim estar simplesmente resfriado.

Africa Studio/Shutterstock



// A alergia é uma hipersensibilidade resultante da resposta do sistema imunitário a um estímulo externo específico (medicamentos, alimentos, temperatura, etc.).

Atchim!

Quando se fala em alergia a animais, muitos associam a causa do problema aos pelos ou às penas deles. Mas isso não é 100% verdade. Na realidade, o maior vilão desse problema é o grande aumento de ácaros no ambiente causado pela presença dos bichos de estimação. Isso ocorre porque, além de pelos, os bichinhos soltam muita pele – e o ácaro, que se alimenta desses fragmentos, procria aceleradamente.

[...]

De acordo com o dr. Hélio Schainberg, médico do corpo clínico do Hospital Israelita Albert Einstein (HIAE) [na cidade de São Paulo (SP)] e especialista no assunto, 95% dos casos, na cidade de São Paulo, são causados por ácaros e não por pelos ou penas.

Os outros 5% têm como uma das causas o pelo dos animais. “Já com os gatos, a causa pode estar também na saliva do animal. O bichano se lambe muito e as partículas (proteínas) alergênicas presentes na saliva ficam impregnadas na pele e no pelo, provocando reações alérgicas nas pessoas sensíveis”, explica o dr. Schainberg.

[...]

Disponível em: <www.pasteur.bio.br/noticias.php?id=176&link=5>. Acesso em: 27 jun. 2018.



Erik Lam/Shutterstock

Testando hipóteses

Pegue uma fatia de batata, uma de cebola e uma de mandioca; adicione uma gota de tintura de iodo (que pode ser adquirida em farmácia) a cada fatia. Observe o que ocorre e anote a coloração obtida.

- O que você observou? *A adição da solução de iodo na batata e na mandioca apresentou uma coloração azul-escura.*
- Repita a atividade, utilizando pepino, pão e macarrão. O que você observou? *A coloração azul-escura foi verificada no pão e no macarrão.*
- O que você pode concluir com essa observação?
Alguns dos alimentos testados – a batata, a mandioca, o pão e o macarrão – apresentam uma coloração azul-escura em contato com a tintura de iodo, o que demonstra que têm uma substância comum em sua composição, o amido.

Fundamentando seus conhecimentos

- Classifique cada situação como **observação** ou **hipótese**.
 - Um paciente tem uma crise alérgica após receber penicilina. *Observação*
 - Dinossauros entraram em extinção quando um grande meteorito colidiu com a Terra e provocou a formação de uma extensa nuvem de poeira, que bloqueou boa parte da luz que incidia sobre a superfície terrestre. *Hipótese*
 - Uma prova de corrida de 100 m foi completada em 9,8 s. *Observação*
 - A análise de 10 talheres de cerâmica mostrou que 4 deles continham chumbo acima do valor considerado seguro. *Observação*
 - Estátuas de mármore são corroídas pela ação de chuvas ácidas. *Hipótese*
 - Uma criança com febre alta e coceira pode estar com catapora. *Hipótese*
- Classifique cada frase a seguir em **observação**, **hipótese**, **experimento** ou **conclusão**.
 - Selma acha que é alérgica a camarão. *Hipótese*
 - Ontem, meia hora após comer uma salada de camarão, Selma começou a apresentar uma reação alérgica. *Observação*
 - Para verificar sua suspeita hoje, Selma tomou uma sopa que continha camarão; no entanto, não apresentou reação alérgica. *Experimento e observação*
 - Selma percebeu que não tem alergia a camarão. *Conclusão*

Desenvolvendo seus conhecimentos

- Leia a situação apresentada abaixo e classifique cada frase a seguir em **observação**, **hipótese**, **experimento** ou **conclusão**.
Lúcia nota que o corante de uma camiseta perde a intensidade com a lavagem.
Ela decide que o corante precisa de algo para ficar mais bem aderido ao tecido.
 - Ela faz uma mancha de corante em quatro camisetas, adicionando a cada uma delas, separadamente, água, água salgada, vinagre e fermento químico com água. *Experimento*
 - Depois de uma hora, todas as camisetas são lavadas com água e detergente. *Experimento*
 - Lúcia percebe que o corante perde intensidade nas camisetas com água, água salgada e fermento químico, enquanto o corante permanecia intacto na camiseta que estava em contato anterior com vinagre. *Observação*
 - Lúcia conclui que o corante se liga ao vinagre, impedindo, assim, que seja lavado. *Conclusão*
- Ao elaborar um relatório sobre um experimento com tomates, um estudante fez as seguintes anotações. Classifique-as em **experimento**, **observação** e **conclusão**.
 - Plantei duas sementes de tomate no jardim e outras duas sementes em um local fechado. Durante os próximos dias vou fornecer a todas as sementes a mesma quantidade de água e de fertilizante. *Experimento*
 - Após 60 dias, as plantas de tomate do jardim estavam com altura de 90 cm e apresentavam folhas verdes. As plantas de tomate do local fechado tinham 60 cm de altura e apresentavam folhas amareladas. *Observação*
 - As plantas de tomate necessitam de luz solar para se desenvolver. *Conclusão*

1. A elaboração de hipóteses é parte integrante para tentar explicar uma situação observada.
2. b) A vaporização da água por aquecimento fez a pressão interna aumentar até o grão estourar.

Desafiando seus conhecimentos

1. Por que muitos dos procedimentos científicos da Química incluem a elaboração de hipóteses?
2. Um estudante preparou pipocas no laboratório usando alguns grãos de milho, um béquer grande e uma lâmina de plástico, na qual fez um furo com alfinete antes de cobrir o béquer.



Luis Moura/Arquivo da editora

Após aquecer o sistema durante certo tempo, ele observou que os grãos “explodiam”, transformando-se em pipoca, e que havia algumas gotas de água na face interna da lâmina plástica.

Com base nessas informações, responda:

- a) Qual deve ser a origem da água presente na lâmina de plástico? **Do interior do grão de milho.**
 - b) O que deve ter ocorrido no interior do grão de milho para causar a “explosão”?
 - c) Essa transformação ocorreria sem aquecimento? **Não**
 - d) Se usássemos uma balança de grande precisão para medir a massa do grão de milho antes e após a “explosão”, a massa seria a mesma? **Não**
3. Um par de esqueletos humanos, datado como sendo do período Neolítico (com 5 ou 6 mil anos), foi encontrado perto de Mantova, Itália, num eterno abraço.



Pasquale Sorrentino/Science Photo Library/Latinstock

Cientistas que estão envolvidos com o caso fizeram as seguintes afirmações:

- I. Eles estão abraçados há mais de quatro mil anos.
 - II. Os dentes estão preservados.
 - III. Deve ser um casal de jovens amantes.
 - IV. Serão feitas análises do DNA mitocondrial.
- Assinale a alternativa na qual há adequação entre as afirmações citadas e as etapas do método científico.

	Observação de fato	Formulação de hipótese	Proposta de experiência controlada para testar a hipótese
a)	I	II	IV
x b)	II	III	IV
c)	III	IV	II
d)	IV	III	II
e)	I	IV	III

4. Você provavelmente já cortou ou comeu pedaços de cebola crua. Lembre-se do que observou durante esse experimento?

Se você colocar pedaços de cebola em uma frigideira com algumas gotas de óleo e fritá-los, observará algumas alterações, dentre elas o sabor adocicado que a cebola passará a ter.



// Fatias de cebola crua.



// Fatias de cebola frita.

Fotos: Rita Barreto/Fotolena

Sabendo que uma hipótese só tem valor científico se for possível testá-la experimentalmente, indique quais das afirmativas a seguir podem ser consideradas hipóteses para explicar o gosto adocicado da cebola frita:

- x a)** O sabor adocicado é resultado da ação do óleo sobre a cebola.
- b) Um espírito amargo, azedo está presente na cebola crua, e o aquecimento o espanta, fazendo-o abandoná-la.

5. A partir das informações apresentadas, podemos concluir que sim, uma vez que Sherlock formula hipóteses e as testa uma a uma, realizando, assim, experimentos para verificar a veracidade dessas hipóteses e, então, chegar a uma teoria para explicar e desvendar os crimes que investiga.

- c) O sabor adocicado é proveniente do óleo e não tem relação com a cebola.
- x d) O sabor adocicado aparece na cebola quando ela é frita.
- x e) Na cebola crua e em vários vegetais, existem açúcares, cujos sabores são mascarados por outras substâncias.
- x f) O aquecimento elimina da cebola as substâncias de sabor forte.

5. Em 1887, o médico e escritor escocês Arthur Conan Doyle criou a figura literária de Sherlock Holmes, o infalível detetive que apresentava uma enorme habilidade para desvendar crimes aparentemente insolúveis, até mesmo para a Scotland Yard (Polícia do Reino Unido). De acordo com Sherlock Holmes, o caminho da investigação bem-sucedida consiste em seguir um procedimento científico, indagando, observando e

realizando testes a partir dos dados obtidos, formulando e testando hipóteses, uma por uma, até que reste somente uma hipótese não refutada: essa deve ser a mais provável.



// Sherlock Holmes virou sinônimo de detetive bem-sucedido.

Sherlock Holmes realmente utilizava um procedimento científico? Justifique.

Atividades práticas

Imaginando explicações (hipóteses)

Experimento 1

Material

- 0,5 mL de água oxigenada 10 volumes
- 1 pedaço de batata
- 1 pedaço de fígado de boi
- 1 pedaço pequeno de papel branco
- 1 conta-gotas

Procedimento

Separe um pedaço da batata, do fígado de boi e do papel e coloque duas gotas de água oxigenada em cada um deles. Observe atentamente e responda:

1. Por que usamos a mesma quantidade de água oxigenada em cada um dos materiais?
2. A efervescência foi observada nos três materiais?
3. A efervescência indica que a água oxigenada está entrando em ebulição? Justifique.
4. Quando se aplica água oxigenada sobre um fermento, por exemplo, nota-se certa efervescência. Crie algumas hipóteses para explicar a efervescência observada nos materiais mencionados.

Experimento 2

Material

- 2 comprimidos de antiácido inteiros
- 1 copo com 200 mL de água quente
- 1 copo com 200 mL de água gelada

Procedimento

Adicione, simultaneamente, um comprimido de antiácido em cada um dos copos.

Escreva detalhadamente o que você observou e, em seguida, resolva as questões:

1. O fenômeno ocorreu com a mesma velocidade nos dois copos?
2. Crie uma explicação para o efeito provocado pela diferença de temperatura da água nos copos.
3. Em quais condições você pode obter uma velocidade maior em um experimento usando o antiácido e a água?
Perceba que, tanto no experimento 1 quanto no 2, você precisa criar algumas hipóteses e, a partir delas, fazer outros experimentos para testá-las. Tenha sempre o cuidado de manter inalteradas, em todos eles, as demais condições.

Grandezas e medidas

Como vimos no capítulo anterior, para realizar experimentos é necessário fazer medições. Esse é um procedimento comum em nossa vida.

Você consegue imaginar como seria nossa vida sem as unidades de medida?

Considere a seguinte situação: um professor pede a dois estudantes, Rodrigo e Mariana, que cada um meça a largura da sala de aula utilizando o comprimento de seu pé.

Para Rodrigo, a largura da sala é de 20 pés e, para Mariana, de 22 pés. Note que as medidas obtidas são diferentes. Por que isso ocorreu?

Fabrika Simf/Shutterstock



// O pé faz parte de um antigo conjunto de medidas chamadas imperiais, usadas no Reino Unido. A sua definição era bastante imprecisa.

O Sistema Internacional de Unidades (SI)

Fazer observações e realizar medições é fundamental para todas as ciências. As medidas são sempre constituídas de duas partes: um número e uma unidade de medida. Ambas devem estar presentes para a medida ser significativa.

Utilizamos cotidianamente, mesmo sem perceber, medidas de massa, volume, temperatura, pressão, densidade, quantidade de substância, entre outras.

Observe a seguir algumas medidas utilizadas em nosso dia a dia.

A altura da estudante é 1,65 m.



Lopolo/Shutterstock

A massa da mochila é 7 kg.

// A indicação da massa da mochila da estudante é feita em quilogramas e a da altura da outra estudante é feita em metros. O quilograma e o metro são unidades de medida básicas do Sistema Internacional de Unidades (SI), criado em 1960.

No estudo das ciências, grandeza é um conceito que descreve qualitativa e quantitativamente o objeto de nosso estudo, que pode ser tanto a matéria quanto a energia.

Medir uma grandeza é compará-la com um padrão, usando uma unidade de medida. Dessa maneira, podemos determinar quantas vezes a unidade escolhida está contida na grandeza que estamos medindo.



// A trena é um instrumento de medida de comprimento.

No fim do século XIX, por causa da existência de uma variedade muito grande de unidades de medida, surgiu a necessidade de uma padronização. Para isso, foi criado o Sistema Internacional de Unidades (SI), que atualmente estabelece um padrão para as medidas de diferentes grandezas.

Unidades-padrão do SI		
Grandeza	Nome da unidade	Símbolo
comprimento	metro	m
massa	quilograma	kg
tempo	segundo	s
corrente elétrica	ampère	A
temperatura termodinâmica	kelvin	K
quantidade de matéria	mol	mol
intensidade luminosa	candela	cd

Os múltiplos e submúltiplos são indicados por prefixos, mostrados na tabela a seguir.

Prefixo	Símbolo	Significado	Exemplo
tera-	T	1 000 000 000 000 ou 10^{12}	1 terametro (Tm) = $1 \cdot 10^{12}$ m
giga-	G	1 000 000 000 ou 10^9	1 gigametro (Gm) = $1 \cdot 10^9$ m
mega-	M	1 000 000 ou 10^6	1 megametro (Mm) = $1 \cdot 10^6$ m
quilo-	k	1 000 ou 10^3	1 quilômetro (km) = $1 \cdot 10^3$ m
deci-	d	0,1 ou 10^{-1}	1 decímetro (dm) = $1 \cdot 10^{-1}$ m
centi-	c	0,01 ou 10^{-2}	1 centímetro (cm) = $1 \cdot 10^{-2}$ m
mili-	m	0,001 ou 10^{-3}	1 milímetro (mm) = $1 \cdot 10^{-3}$ m
micro-	μ	0,000001 ou 10^{-6}	1 micrômetro (μ m) = $1 \cdot 10^{-6}$ m
nano-	n	0,000000001 ou 10^{-9}	1 nanômetro (nm) = $1 \cdot 10^{-9}$ m
pico-	p	0,000000000001 ou 10^{-12}	1 picômetro (pm) = $1 \cdot 10^{-12}$ m

? O diâmetro médio de um átomo é $2 \cdot 10^{-10}$ m. Qual seria a altura de uma pessoa de 1,80 m se o diâmetro médio de um átomo fosse 1 cm?

Unidades de medida

Massa

A massa de um corpo pode ser medida utilizando-se unidades como o miligrama, o grama, o quilograma e a tonelada.

Mas o que é massa? De maneira simplificada, podemos dizer que a massa é a quantidade de matéria que existe em um corpo.

A determinação da massa de um corpo pode ser feita pela comparação de sua massa, inicialmente desconhecida, com outra previamente conhecida, uma massa-padrão. Para essa determinação, podemos usar um instrumento chamado balança.

O conceito de massa está, aqui, simplificado. Em Física, ele é associado ao conceito de inércia: a massa de um corpo está relacionada à medida da dificuldade que esse corpo tem de alterar seu estado de movimento. Quanto maior for a massa de um corpo, mais difícil será alterar seu movimento, e maior a inércia. A massa mede a inércia de um corpo.

Quando um automóvel é freado de forma brusca, os ocupantes do veículo tendem a continuar em movimento para a frente, por inércia. Em casos como esse, o *airbag* e o cinto de segurança são dispositivos que podem evitar o choque dos ocupantes contra o painel, o para-brisa ou, no caso dos passageiros que viajam no banco traseiro, contra o banco dianteiro do veículo.



Ilustrações: Adilson Secco/Arquivo da editora

// O *airbag* e o cinto de segurança são dispositivos que protegem os ocupantes do veículo em caso de acidente.

Massa e peso têm o mesmo significado?

É provável que você já tenha ouvido frases do tipo: “Por favor, pese um quilo de batatas e dois de tomates” ou “Eu vou à farmácia me pesar”.

Essas frases estão relacionadas com a quantidade de matéria, ou seja, a massa. Em Ciências, massa e peso têm significados diferentes. A massa está sempre relacionada com a quantidade de matéria que forma o corpo. O peso, que a rigor deveria se chamar força-peso, é resultado da atração entre as massas. Em objetos do dia a dia, a atração entre massas é desprezível, porém, se considerarmos uma massa como a do planeta Terra, tudo muda.

Assim, em outras palavras, peso é a força com que a Terra e outros astros atraem tudo o que tem massa. Essa força é chamada de força gravitacional e varia de um astro para outro. Por isso, podemos dizer que o peso depende do local onde é medido. Veja um exemplo: na superfície da Lua, o módulo da aceleração da gravidade é aproximadamente um sexto do módulo da aceleração da gravidade na superfície da Terra. Assim, um corpo de massa qualquer, na superfície lunar, tem peso aproximadamente igual a um sexto do peso que teria se estivesse na superfície terrestre.



Garfield, Jim Davis © 1994 Paws, Inc. All Rights Reserved/Dist. Universal Uclick

No SI, a unidade-padrão de massa é o quilograma (kg). No quadro a seguir, são mostradas outras unidades de massa aceitas pelo SI.

quilograma (kg)	1 000 g ou 10^3 g
grama (g)	1 g ou 10^0 g
miligrama (mg)	0,001 g ou 10^{-3} g
tonelada (t)	1 000 kg ou 10^3 kg

Uma mesma medida pode ser expressa em diferentes unidades, dependendo da necessidade ou conveniência. Vejamos um exemplo.

Se formos orientados por um médico a ingerir um comprimido de 500 mg, de um determinado princípio ativo, estamos ingerindo quantos gramas?

$$\begin{array}{rcl}
 0,001 \text{ g} & \xrightarrow{\text{equivalente a}} & 1 \text{ mg} \\
 x & & 500 \text{ mg} \\
 x = \frac{0,001 \text{ g} \cdot 500 \text{ mg}}{1 \text{ mg}} \\
 x = 0,5 \text{ g}
 \end{array}$$

Portanto, estamos ingerindo 0,5 g do medicamento.

Volume

A extensão do espaço ocupado por um corpo é denominada volume.

No SI, a unidade-padrão de volume (V) é o metro cúbico (m^3), que corresponde ao espaço ocupado por um cubo com arestas de 1 m.

No entanto, em nosso dia a dia, nas embalagens que costumamos ver nos supermercados, por exemplo, as unidades mais usadas são o mililitro (mL) e o litro (L). Essas serão também as unidades de volume mais usadas em nosso estudo, juntamente com o centímetro cúbico (cm^3) e o decímetro cúbico (dm^3).

Vamos entender a equivalência entre algumas unidades de volume.

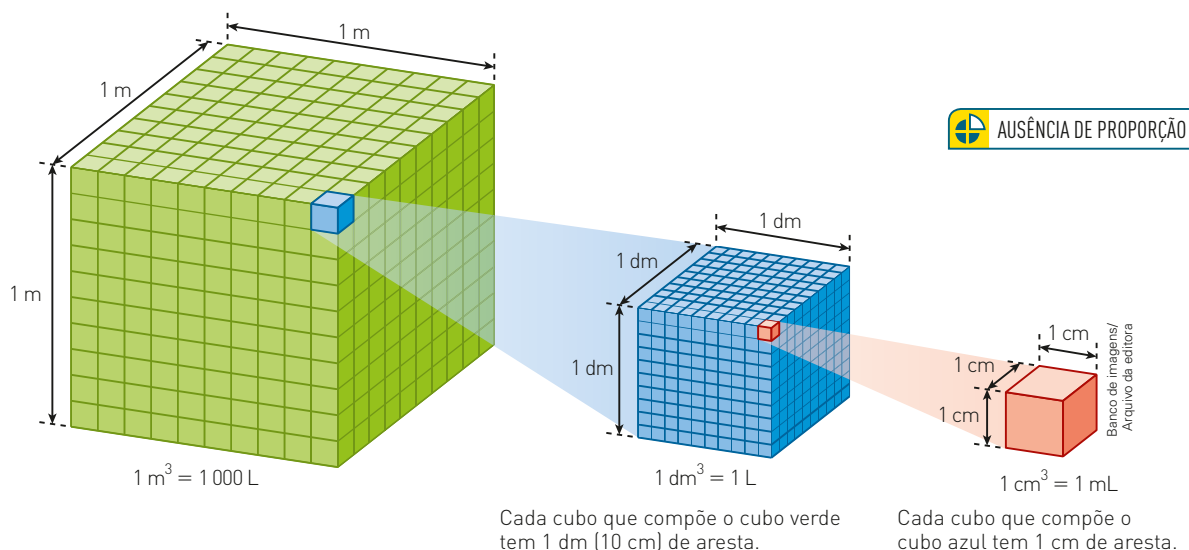
O volume de um corpo, de formato cúbico, pode ser determinado pela multiplicação de seu comprimento por sua altura e por sua largura:

$$V = \text{comprimento} \cdot \text{altura} \cdot \text{largura}$$

Por exemplo, o volume de um cubo com arestas de 1 m é dado por:

$$V = 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} = 1 \text{ m}^3$$

Assim, temos:



Portanto, temos as seguintes relações entre essas unidades:

$$1 \text{ m}^3 - 1000 \text{ L}$$

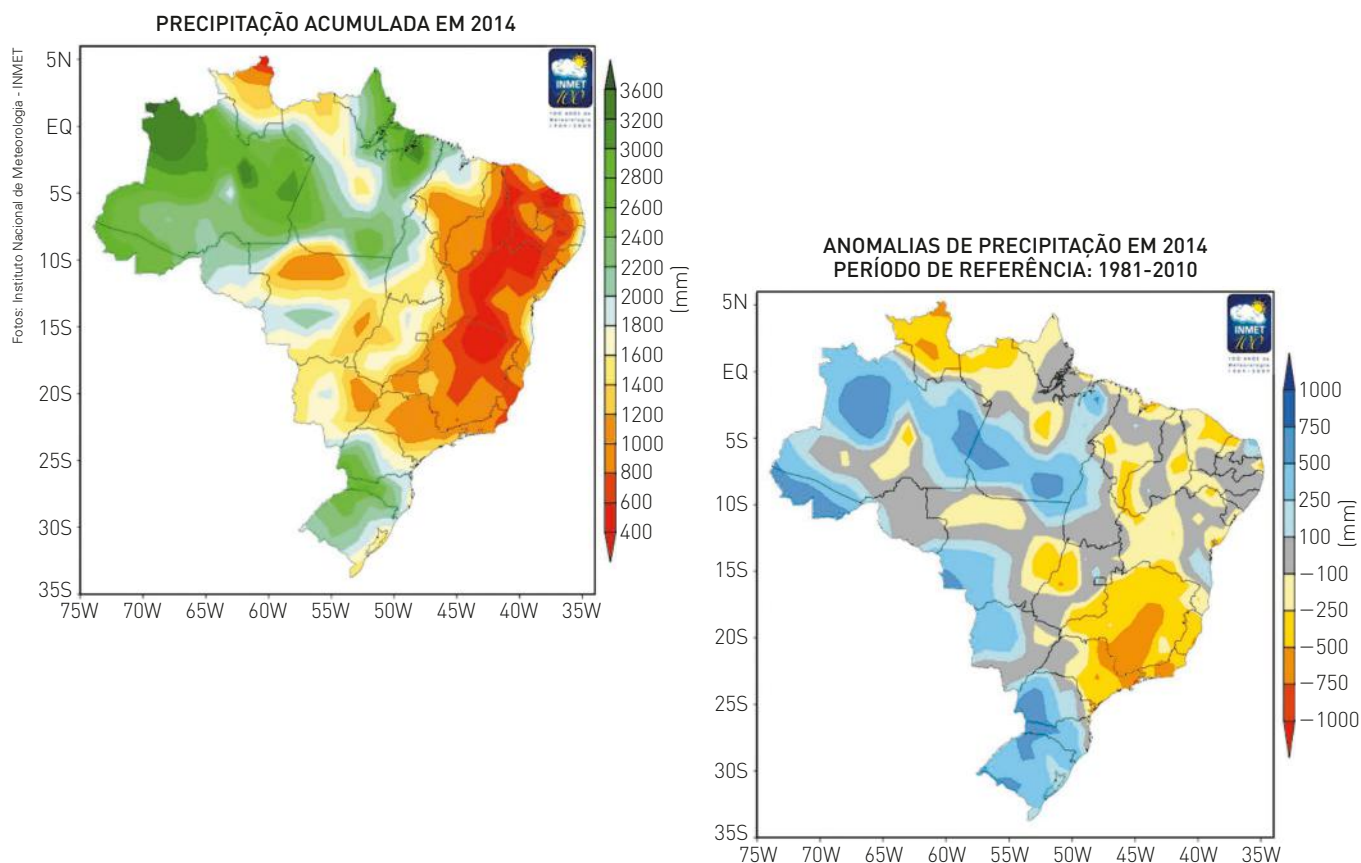
$$1 \text{ L} - 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ L} - 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} - 1000 \text{ cm}^3$$

Você já deve ter ouvido em programas de rádio, televisão ou lido em jornais informações sobre o índice pluviométrico, como as das situações descritas a seguir.

Conforme dados do Instituto Nacional de Meteorologia (INMET), o ano de 2014 foi marcado pela escassez de precipitação na região Sudeste, ocasionando riscos potenciais para a agricultura em algumas regiões [...]. Impactos na disponibilidade de água para a agricultura irrigada também são possíveis. A área sinalizada em vermelho apresentou desvios de precipitação com valores abaixo da média maiores que 200 mm no ano. Na área sinalizada em azul, o destaque é para locais onde os desvios de precipitação chegam a ter registros de 500 a 600 mm anuais abaixo da média.

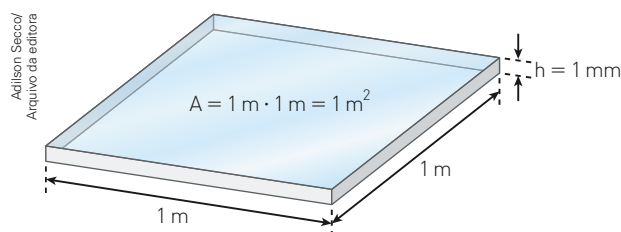


Fonte: EMBRAPA. *Análise de disponibilidade hídrica na safra 2014/2015*. Disponível em: <<https://www.embrapa.br/agua-na-agricultura/observatorio/analise-da-disponibilidade-hidrica-na-safra-2014-2015-inicio-da-safra-ate-12-02-15>>. Acesso em: 26 jul. 2017.

Agora, veja como calcular o índice pluviométrico utilizando o que você estudou até aqui sobre as unidades de volume.

O índice pluviométrico é fornecido em milímetros e expressa a quantidade de chuva em litros por metro quadrado (L/m^2).

Para entendermos melhor, vamos considerar uma caixa aberta cuja base tem área (A) de 1 m^2 e que a quantidade de chuva no interior dessa caixa atingiu 1 mm de altura (h).



Vamos obter a equivalência entre o metro (m) e o milímetro (mm) do seguinte modo:

$$1 \text{ m} \text{ ————— } 1000 \text{ mm}$$

$$x \text{ ————— } 1 \text{ mm}$$

$$x = \frac{1 \text{ m} \cdot 1 \cancel{\text{mm}}}{1000 \cancel{\text{mm}}}$$

$$x = 10^{-3} \text{ m}$$

Assim, temos que 1 mm equivale a 10^{-3} m .

$$V_{\text{chuva}} = \text{área (m}^2\text{)} \cdot \text{altura (m)}$$

$$V_{\text{chuva}} = 1 \text{ m}^2 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

$$V_{\text{chuva}} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

Transformando o resultado obtido em litros, temos:

$$1 \text{ m}^3 \text{ ————— } 1000 \text{ L}$$

$$10^{-3} \text{ m}^3 \text{ ————— } y$$

$$y = \frac{10^{-3} \cancel{\text{m}^3} \cdot 1000 \text{ L}}{1 \cancel{\text{m}^3}}$$

$$y = 1 \text{ L}$$

Logo, verificamos que a altura, em milímetros, de chuva em uma área de 1 m^2 pode ser expressa em L/m^2 .

Mirza Sudzuka/Dreamstime/Glow Images



Temperatura

O grau de agitação das partículas que formam um corpo e a capacidade desse corpo de transmitir ou receber calor estão relacionados com a sua temperatura.

Os valores de temperatura podem ser determinados por um instrumento chamado termômetro. O tipo mais comum de termômetro consiste em um fino tubo de vidro graduado e parcialmente preenchido com mercúrio ou álcool colorido. À medida que a temperatura aumenta, o líquido se expande e se move ao longo do tubo.

A graduação do tubo do termômetro indica a variação de temperatura do líquido e, consequentemente, do corpo cuja temperatura está sendo medida. Essa graduação é a escala termométrica do instrumento.

// Termômetro clínico.

Temperatura corpórea

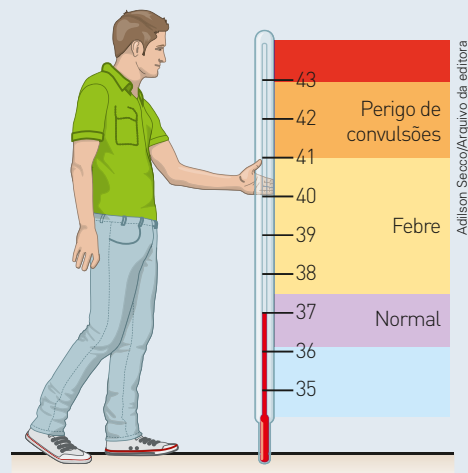
Os sinais vitais do organismo são a pulsação, a respiração e a temperatura corpórea. A temperatura corpórea normal de um indivíduo adulto sadio pode variar de 36,1 °C a 37,5 °C.

Dependendo da região do corpo onde se mede a temperatura, obtêm-se valores diferentes para o mesmo indivíduo, no mesmo instante. A temperatura oral normal é de 37,0 °C, enquanto a temperatura retal normal é de 37,5 °C.

A febre é o aumento da temperatura corpórea que raramente excede a 41 °C nos seres humanos e faz parte do mecanismo de defesa do corpo, que ocorre em processos inflamatórios, infecciosos e de intoxicação.

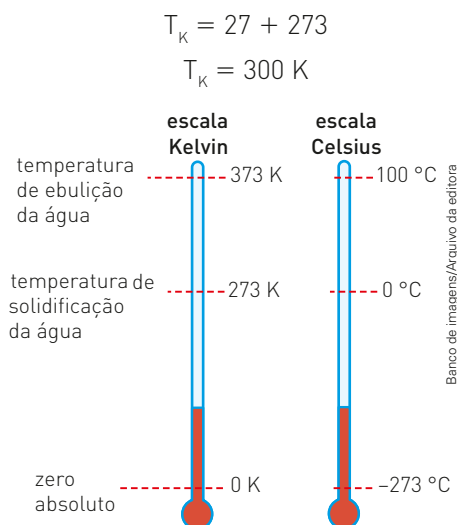
O processo febril com temperatura corpórea acima dos 41 °C pode provocar convulsões e, se a temperatura exceder os 43 °C, pode levar o indivíduo à morte, devido à destruição parcial da estrutura das proteínas. Temperaturas abaixo dos 36,1 °C, provocadas pela exposição prolongada a ambientes muito frios, também podem ser letais: o organismo, na tentativa de manter a sua temperatura normal, acelera intensamente o metabolismo, o que pode ocasionar infartos.

Em Medicina, quando um paciente apresenta deficiência respiratória, utiliza-se o processo de hipotermia, que consiste na redução da temperatura corpórea controlada por aparelhos. A uma temperatura mais baixa, o metabolismo celular diminui e o paciente é mantido vivo com menor consumo de oxigênio.



Existem três escalas termométricas, a escala Celsius, a Fahrenheit e a Kelvin. A escala Celsius é adotada na maioria dos países, porém o SI adota o Kelvin como unidade de medida de temperatura.

A relação entre as temperaturas nas escalas Kelvin (T_K) e Celsius (T_C) é dada por $T_K = T_C + 273$. Por exemplo, a temperatura de 27 °C equivale, na escala Kelvin, a 300 K.



// Representação das escalas Kelvin (recomendada pelo SI e conhecida como escala absoluta) e Celsius (de uso mais comum no Brasil). A escala Celsius tem como pontos de referência o de congelamento (solidificação) da água (0 °C) e o de sua ebulição (100 °C), ambos ao nível do mar.

Pressão

Pressão (P): relação entre a força exercida na direção perpendicular sobre uma dada superfície e a área dessa superfície.

A pressão é uma grandeza física que relaciona a força e a área sobre a qual essa força é aplicada de acordo com a fórmula a seguir.

$$P = \frac{F}{S}$$

P: pressão

F: força

S: área

Podemos perceber por essa relação que, para certa força aplicada, quanto menor a área, maior a pressão.

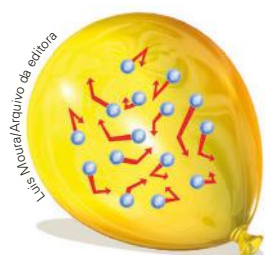
A relação entre uma força e a área sobre a qual ela é aplicada pode ser verificada facilmente por meio de um experimento muito simples: segure um lápis apontado e pressione com cuidado os dedos sobre as extremidades. Apesar de a força aplicada nas duas extremidades ser a mesma, a pressão é maior no dedo que está em contato com a menor superfície (a ponta do lápis).

As partículas que constituem um gás e se movimentam de maneira contínua e desordenada em todas as direções e sentidos, chocando-se constante e uniformemente contra as paredes internas do recipiente em que o gás está contido, também exercem pressão nessas paredes.

Quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, ela exerce certa força por unidade de área, ou seja, exerce pressão, que nesse caso é diretamente proporcional ao número de choques por unidade de área.

A pressão que a camada de ar que envolve a Terra, e tem espessura aproximada de 800 km, exerce sobre o planeta é chamada de **pressão atmosférica**.

A pressão atmosférica varia de acordo com a altitude. Em regiões de grande altitude, há menor quantidade de partículas do ar por unidade de volume, portanto a pressão também é menor.



// Representação do choque das partículas de um gás contra as paredes de um balão.

// A diminuição do número de partículas do ar em grandes altitudes pode ser a causa de dificuldades respiratórias em pessoas desacostumadas a essa condição.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Pelo Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade-padrão para a pressão é o **pascal (Pa)**, que se relaciona com a unidade atmosfera, outra unidade de medida de pressão, na seguinte proporção:

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa ou } 1 \text{ atm} \approx 100 \text{ kPa e } 100 \text{ kPa} = 1 \text{ bar}$$

A tabela abaixo mostra outras unidades de pressão.

Unidades de pressão			
atm	cmHg	mmHg	torr
1	76	760	760

Densidade

Já vimos que a massa e o volume de uma porção de matéria podem ser medidos. Se relacionarmos a massa (m) de um objeto com o seu volume (V), como mostrado a seguir, nas mesmas condições de pressão e temperatura, obteremos uma razão de nome densidade (d).

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa do corpo}}{\text{volume do corpo}}$$
$$d = \frac{m}{V}$$

O volume é uma grandeza que varia com a temperatura e a pressão, o que não acontece com a massa.

Como a densidade depende do volume, ela também depende da pressão e da temperatura.

É provável que você já saiba ou já tenha observado que o óleo flutua se adicionado a uma amostra de água e que um cubo de chumbo afunda em uma mesma situação. Por que isso ocorre? Para entendermos, vamos analisar o resultado do experimento apresentado a seguir, em que foram colocados em um mesmo recipiente: água, óleo e um cubo de chumbo.

Observe, na ilustração, a massa e o volume desses materiais.

Conhecendo a massa e o volume de cada componente, nas mesmas condições de pressão e temperatura, podemos calcular suas densidades:

- Óleo: $d_{\text{óleo}} = \frac{450 \text{ g}}{500 \text{ cm}^3} = 0,9 \text{ g/cm}^3$

Assim, 1 cm^3 de óleo corresponde a uma massa de $0,9 \text{ g}$.

- Água: $d_{\text{água}} = \frac{99 \text{ g}}{99 \text{ cm}^3} = 1 \text{ g/cm}^3$

Logo, 1 cm^3 de água corresponde a uma massa de $1,0 \text{ g}$.

- Cubo de chumbo: $d_{\text{cubo de chumbo}} = \frac{11,3 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} = 11,3 \text{ g/cm}^3$

Portanto, 1 cm^3 de chumbo corresponde a uma massa de $11,3 \text{ g}$.

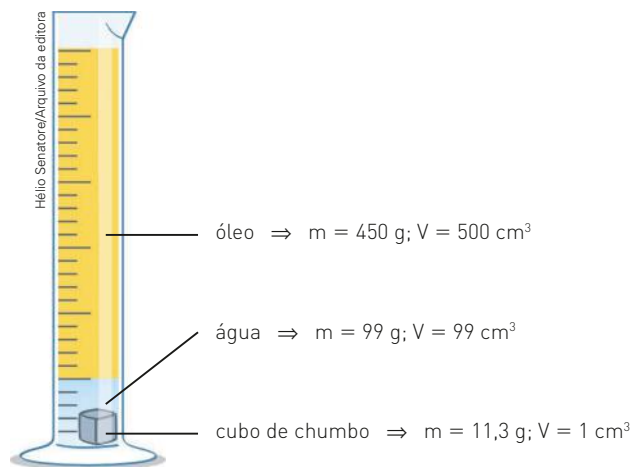
Comparando as densidades, podemos concluir que:

$$d_{\text{óleo}} < d_{\text{água}} < d_{\text{chumbo}}$$

O resultado desse experimento sugere que o material menos denso que a água (o óleo) flutua nela e o material mais denso que a água (o chumbo) afunda. E, de fato, isso é verdade.

A unidade de medida da densidade será sempre a razão entre uma unidade de massa e uma unidade de volume. Veja alguns exemplos:

$$\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}; \frac{\text{g}}{\text{mL}}; \frac{\text{g}}{\text{L}}; \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$



A densidade é específica para cada material. Se os volumes de duas amostras de um mesmo material guardam certa proporção, as respectivas massas guardam a mesma proporção, de tal modo que a densidade do material permanece constante.

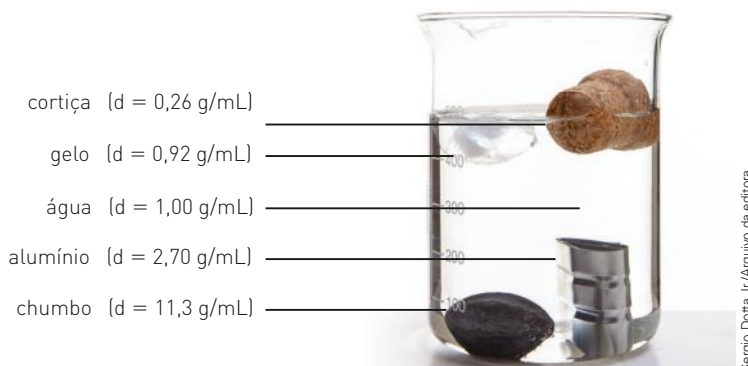
Veja na tabela abaixo exemplos usando óleo, água e chumbo:

	Massa (g)	Volume (cm ³)	Densidade (g/cm ³)
Água	99	99	1
	990	990	1
Óleo	450	500	0,9
	900	1000	0,9
Chumbo	11,3	1	11,3
	113	10	11,3

A imagem a seguir mostra um sistema com diversos componentes e suas respectivas densidades a 4 °C e 1,0 atm.



Paul Souders/WorldFoto/Getty Images



Sergio Dotta Jr./Arquivo da editora

Icebergs

Nas regiões polares, é comum observar grandes blocos de gelo (água pura em estado sólido), os *icebergs*, flutuando na água do mar (solução com cerca de 96% de água pura). Isso ocorre porque a densidade do gelo (0,92 g/cm³) é menor do que a densidade da água do mar (1,03 g/cm³).

/// Somente cerca de 10% do volume de um *iceberg* fica visível na superfície da água do mar.

Afunda ou flutua?

A flutuabilidade de um corpo em um líquido depende de uma força chamada empuxo. Essa força é direcionada para cima e é diretamente proporcional ao volume do líquido deslocado pelo corpo, ou seja, o volume do corpo que fica submerso. Quanto maior o volume deslocado, maior o empuxo.

Coloque uma esfera feita com massa de modelar em uma pequena bacia contendo água e observe o que acontece. Em seguida, mude o formato da esfera, fazendo um pequeno barco e coloque-o, com cuidado, na bacia contendo água.

Como você pode explicar as suas observações?



NAN728/Shutterstock

/// Você sabe explicar por que um transatlântico flutua na água?

Densidade dos ossos

A saúde e a resistência de nossos ossos estão relacionadas com sua densidade. Ao longo da vida, nossos ossos ganham e perdem minerais, como o cálcio, o magnésio e o fósforo. À medida que envelhecemos, com a perda de minerais, ocorre uma diminuição de sua massa e de sua densidade. Assim, os ossos ficam mais finos, menos densos e menos resistentes, o que aumenta os riscos de fraturas.

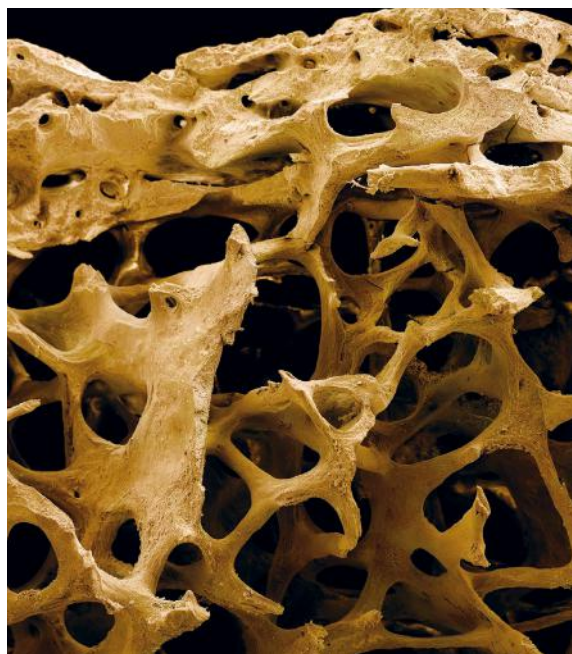
Alterações hormonais, algumas doenças e medicações também podem contribuir para o aumento da fragilidade dos ossos. A osteoporose, por exemplo, é uma doença em que ocorre uma perda mais acelerada de massa óssea, um desgaste mais agressivo do osso.

Ossos com densidade normal são mais resistentes em comparação com ossos menos densos. Os ossos com osteoporose, que pode ser revelada em um exame chamado densitometria óssea, são mais suscetíveis a fraturas, especialmente à medida que envelhecemos.

Algumas recomendações para melhorar a resistência dos ossos incluem suplementos de cálcio e vitamina D, além de caminhadas e atividades de musculação, sempre sob a orientação de um profissional habilitado, para melhorar a força muscular, o que, por sua vez, aumenta a resistência óssea.



// Osso com densidade normal.



// Osso com osteoporose.

Fotos: Ted Kinsman/Science Source/Latinstock

Reflita

1. Que tipos de alimento devem fazer parte da nossa alimentação para evitarmos a osteoporose?
2. A osteoporose é mais comum em homens ou mulheres?
3. Converse com seus pais ou responsáveis sobre o tema desse texto. Verifique se conhecem a osteoporose e o exame de densitometria óssea e ressalte a importância dos cuidados com a saúde.

Atividade prática

Construção de um densímetro

O densímetro é um aparelho utilizado para determinar a densidade de líquidos. Ele pode ser usado, por exemplo, em indústrias de bebidas alcoólicas e em postos de combustíveis para determinar a densidade dos combustíveis (etanol ou gasolina), indicando se estão de acordo com os padrões estabelecidos por lei.

Quando o densímetro é colocado em um líquido, ele indica a densidade do líquido pela graduação existente na haste superior do aparelho.

Objetivos

Usando materiais comuns de nosso dia a dia, construir um densímetro; fazer a comparação das densidades de diferentes líquidos.

Material

- massa de modelar
- meio canudo de refrigerante
- 1 copo de água
- 1 copo com 200 mL de água + 2 colheres de sal
- 1 copo com 200 mL de óleo de cozinha
- 1 copo com 200 mL de álcool comum
- canetas hidrocor

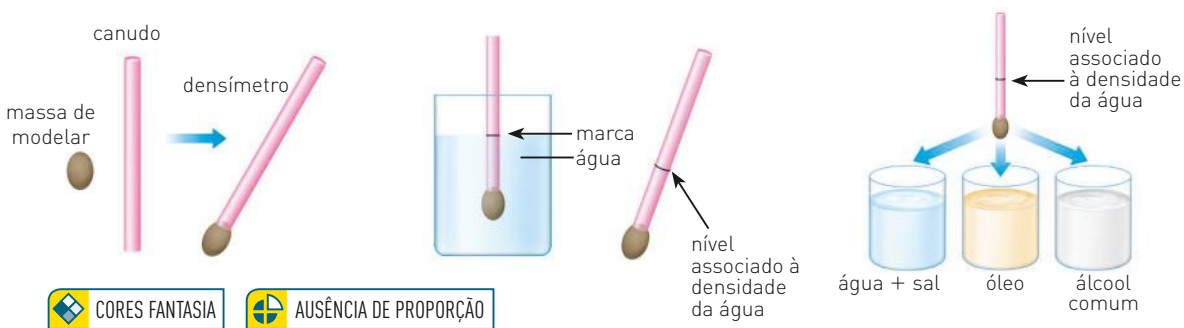
Procedimento

Com a massa de modelar, faça uma bolinha de aproximadamente 1 cm de diâmetro e fixe-a em uma das extremidades do canudo de refrigerante.

Coloque o densímetro em um copo com água e marque com cuidado o nível que a água atinge no canudo. Com isso, você terá a marca da densidade da água.

A seguir, coloque o densímetro nos outros três copos contendo, respectivamente, as misturas de água e sal, óleo e álcool comum.

Para cada líquido, faça uma marca, utilizando canetas de cores diferentes.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Complete o quadro a seguir com o resultado dos testes.

	Água	Água + sal dissolvido	Óleo de cozinha	Álcool comum
Cor da caneta				
Densidade maior, menor ou igual à da água	—			



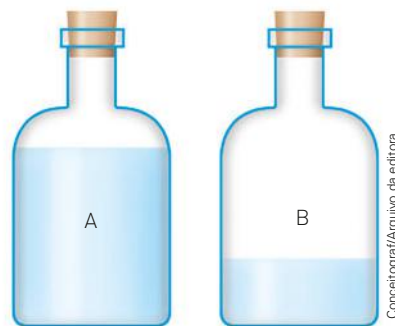
Fe Reis/fotoarena

Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora

Discussão

Sabendo que, quanto menor a densidade do líquido, mais submerso ficará o densímetro, responda às perguntas **1** a **3**.

1. Qual é a ordem crescente de densidade dos três líquidos?
2. Qual deles é mais denso do que a água?
3. Se repetirmos os mesmos experimentos utilizando volumes diferentes de líquidos, na mesma temperatura, as densidades também serão diferentes? Por quê?
4. Os frascos A e B são identificados e apresentam massas iguais. Um deles contém álcool comum, e o outro, água com sal dissolvido. Sem abrir os frascos, como você poderia deduzir o conteúdo de cada um deles?



Conceitograf/Arquivo da editora

EXPLORE SEU MUNDO

Uma característica dos refrigerantes zero

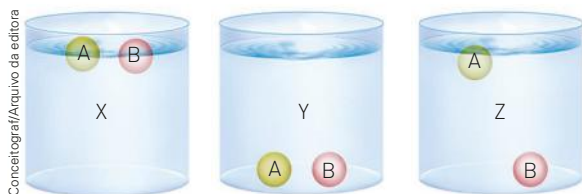
Encha um balde com água. Coloque na água uma lata de refrigerante zero (cheia e fechada) e uma de refrigerante normal (cheia e fechada) de uma mesma marca.

- a) O que você observou?
- b) Usando a informação presente no rótulo de cada lata, como você pode explicar sua observação?
- c) Realize a mesma atividade utilizando diferentes marcas de refrigerantes. Depois, compare e registre os resultados obtidos.

Exercícios resolvidos

Para responder às questões **1** e **2**, a seguir, leia as explicações:

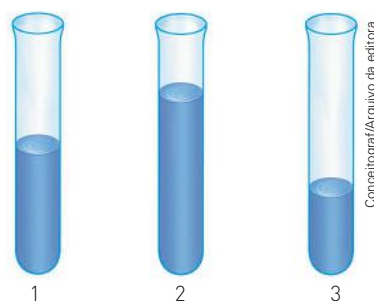
Em uma aula prática de Química no Ensino Médio, o professor apresentou aos alunos três copos, cada um contendo um líquido incolor diferente, que foram chamados de X, Y e Z. Depois, fez os seguintes experimentos:



Conceitograf/Arquivo da editora

1ª) Em cada copo, introduziu duas esferas maciças, A e B. O resultado obtido está representado nas figuras acima.

2ª) Pesou 10 g de cada líquido e transferiu-os, separadamente, para três tubos de ensaio idênticos, obtendo-se o resultado representado na figura abaixo.



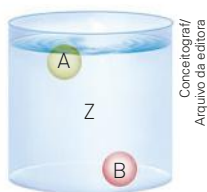
Conceitograf/Arquivo da editora

Então, fez aos alunos as perguntas a seguir:

1. Qual é a ordem crescente das densidades (d) dos líquidos X, Y e Z?
2. Qual é o líquido contido em cada tubo?

Solução

1.

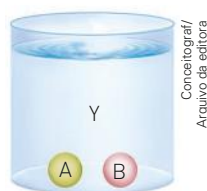


Observando a ilustração acima, notamos que a esfera B está no fundo do líquido Z, logo podemos concluir que $d_B > d_Z$.

Já a esfera A flutua no líquido Z, logo podemos concluir que $d_A < d_Z$.

Concluindo, temos $d_A < d_Z < d_B$ e que a densidade de Z é intermediária às densidades de A e B.

Na ilustração:



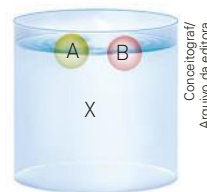
As duas esferas A e B se encontram no fundo do líquido Y, logo podemos concluir que d_A e $d_B > d_Y$.

Relacionando: d_A e $d_B > d_Y$

$d_A < d_Z < d_B$

Concluimos que $d_Y < d_Z$.

Na ilustração:



As duas esferas A e B flutuam no líquido X, logo temos que d_A e $d_B < d_X$.

Relacionando: d_A e $d_B > d_Y$

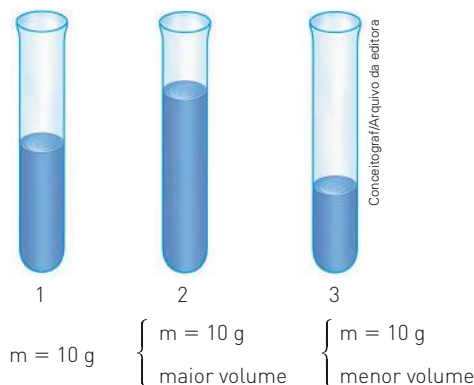
d_A e $d_B < d_X$

$d_A < d_Z < d_B$

Portanto, temos que $d_Y < d_Z < d_X$.

Solução

2.



A relação para a densidade é dada por

$$d = \frac{m}{V}$$

$$m = d \cdot V$$

↓
constante = 10 g

Como o líquido do tubo 2 apresenta o maior volume, ele deverá apresentar a menor densidade (Y) e, como o líquido do tubo 3 apresenta o menor volume, ele deverá apresentar a maior densidade (X).

Portanto, concluimos que a densidade intermediária será a do líquido Z, no tubo 1.

1 = Z; 2 = Y; 3 = X

Fundamentando seus conhecimentos

1. Uma sobremesa contém 137,25 g de sorvete de baunilha, 84 g de calda de chocolate e 43,7 g de nozes. **Massa total = 137,25 g + 84 g + 43,7 g = 264,95 g**
 - a) Qual é a massa total, em gramas, da sobremesa?
 - b) Qual é a massa total, em quilogramas, da sobremesa? **Massa total = 0,26495 kg**

2. O guacamole é uma iguaria mexicana feita com um tipo de abacate (avocado).

Em 2015, no México, o avocado (uma variedade de abacate) costumava ser vendido por, aproximadamente, 50 pesos mexicanos o quilograma. Qual era o preço, em reais, de 0,5 kg de avocado nesse ano?

Dado: 1 real equivale a, aproximadamente, 5 pesos mexicanos. **5 reais**

Disponível em: <www.dolarhoje.com.br/cotacao-peso-mexicano>. Acesso em: 30 mar. 2016.

3. O estado da Paraíba enfrenta uma estiagem que começou em 2011 e ficou mais rigorosa nos anos seguintes. Das 223 cidades do estado, 197 estão em situação de emergência, 23 em colapso. Água, só a que chega de caminhão. Ao todo, 1,4 mil carros-pipas abastecem as regiões castigadas pela seca. A água é paga pelo Governo Federal e a operação é executada pelo Exército.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/jornal-nacional/noticia/2015/10/seca-aumenta-producao-de-tanques-para-caminhoes-pipa.html>>. Acesso em: 30 mar. 2016.

Essas regiões ficam na dependência de ações públicas que nem sempre funcionam e, mesmo quando funcionam, não geram condições para um desenvolvimento sustentável para a região.

Algumas ações que poderiam ser tomadas para diminuir o impacto da seca são:

- construção de cisternas, açudes e barragens;
- investimentos em infraestrutura na região;
- distribuição de água por meio de caminhões-pipa em épocas de estiagem (situações de emergência).

Um caminhão desse tipo transporta, em média, 15 000 L de água. A quanto equivale esse volume em:

- metros cúbicos? 15 m^3
- decímetros cúbicos? $15000 = 15 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$
- centímetros cúbicos? $15000000 = 15 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$
- mililitros? $15000000 = 15 \cdot 10^6 \text{ mL}$

4. Nos Estados Unidos, em geral, a temperatura é medida em uma escala denominada Fahrenheit. Nessa escala, as temperaturas de fusão e ebulição da água são, respectivamente, 32°F e 212°F .



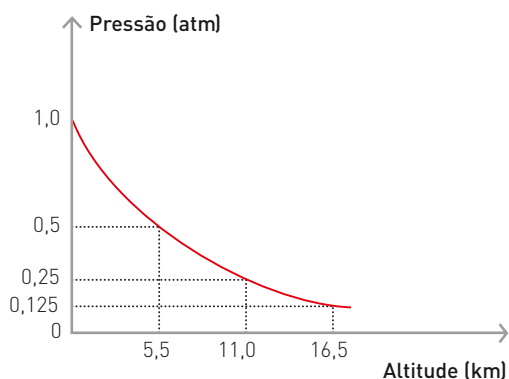
David Shaw/Alamy/Fotoarena

A fórmula de conversão de uma temperatura em graus Celsius (T_c) para Fahrenheit (T_F) é:

$$T_F = 32 + \frac{9}{5} T_c$$

Determine a temperatura do corpo humano (37°C) na escala Fahrenheit. $T_F = 98,60^\circ\text{F}$

5. (Pias/Uniube-MG) A tabela e o gráfico a seguir contêm, respectivamente, os efeitos fisiológicos da altitude sobre o corpo humano e a variação da pressão atmosférica com a altitude.



Reprodução/Arquivo da editora

Altitude	Efeito fisiológico
6 800 metros	Altitude máxima com possibilidade de moradia.
7 900 metros	A partir dessa altitude, a pessoa pode sofrer o mal das montanhas, que causa euforia, tontura e pode matar rápido (zona da morte).
11 000 metros	Começa a faltar ar.
13 700 metros	Perde-se a consciência.
19 200 metros	O oxigênio não consegue entrar nos pulmões, que ficam cheios de vapor de água.

Com esses dados, assinale a alternativa correta.

- Todos os efeitos anteriormente descritos ocorrem porque a pressão atmosférica é diretamente proporcional à altitude.
 - Quando o indivíduo começa a sofrer do mal das montanhas, ele está a uma pressão atmosférica de $0,125 \text{ atm}$.
 - A menor pressão na qual é possível que o indivíduo viva, sem complicações fisiológicas, é de, aproximadamente, 1 atm .
 - ☒ d) A falta de ar começa a ser sentida a uma pressão de $0,25 \text{ atm}$.
6. (UFRN) Considere as seguintes densidades em g/cm^3 .

Densidade	g/cm^3
$d_{\text{alumínio}}$	2,7
$d_{\text{carvão}}$	0,5
$d_{\text{pau-brasil}}$	0,4
d_{diamante}	3,5
$d_{\text{água}}$	1,0

Ao serem adicionados à água pura, em temperatura ambiente, pedaços de cada um desses materiais, observa-se a flutuação de:

- carvão e alumínio.
- ☒ b) carvão e pau-brasil.
- alumínio e diamante.
- pau-brasil e diamante.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Considere que um saco de cimento apresente uma massa de 50 kg e que serão transportados por um caminhão com capacidade máxima de carga igual a 10 t.



Determine o número máximo de sacos de cimento que poderão ser transportados.

Dado: $1 \text{ t} = 10^3 \text{ kg}$. **200 sacos de cimento**

2. Considere as informações:

- 1 microlitro (μL) = 10^{-6} L
- volume de 1 gota = $50 \mu\text{L} = 50 \cdot 10^{-6} \text{ L}$

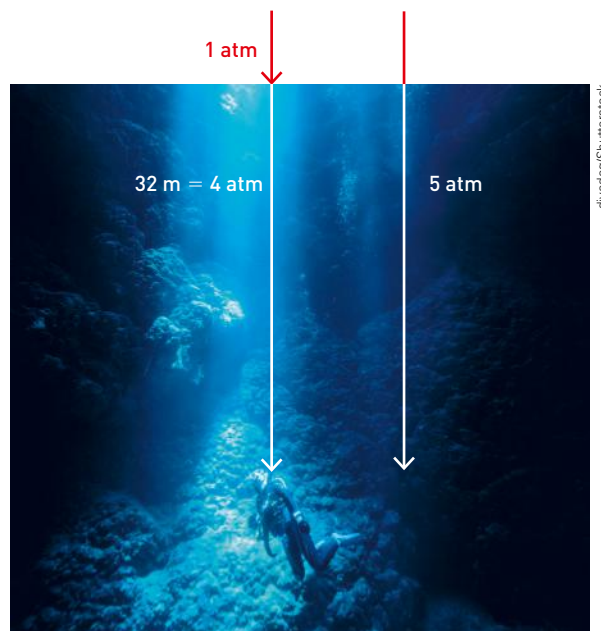
Determine o número de gotas necessário para encher um recipiente de 0,20 L. **4000 gotas**

3. Suponha que seu médico tenha lhe receitado tomar 5 mL de certo xarope 4 vezes ao dia, durante 10 dias, e que o frasco de xarope cheio tenha 0,15 L do medicamento.



- Que volume, em litros, de xarope você deve ingerir diariamente? **0,02 L/dia**
 - Quantos frascos desse medicamento você deve adquirir para seguir a orientação médica? **2 frascos**
 - Ocorrerá sobra do medicamento? **Sim.**
 - Caso ocorra sobra desse medicamento, o que deve ser feito?
4. Um mergulhador, quando atinge a profundidade de 32 m, está sujeito a uma pressão total de 5 atm, que corresponde à soma da pressão exercida pela atmosfera e da coluna de água sobre ele.

3. d) A sobra do medicamento não deve ser utilizada sem orientação médica. Assim, deve ser descartada em local apropriado.



Determine a pressão total, em mmHg, que agirá sobre esse mergulhador quando ele atingir uma profundidade de 64 m. **6840 mmHg**

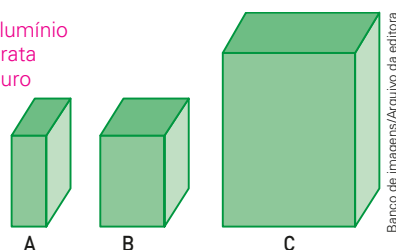
5. Considere os sólidos **A**, **B** e **C** representados a seguir. Um deles é feito de alumínio; outro, de ouro; e o terceiro, de prata. Se cada sólido tem massa de 10 g, descubra do que cada um deles é feito.

Dados:

$$d_{\text{alumínio}} = 2,70 \text{ g/mL}; d_{\text{ouro}} = 19 \text{ g/mL};$$

$$d_{\text{prata}} = 10,5 \text{ g/mL}.$$

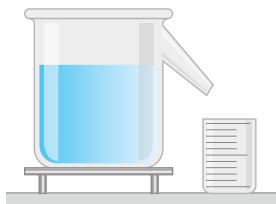
C: alumínio
B: prata
A: ouro



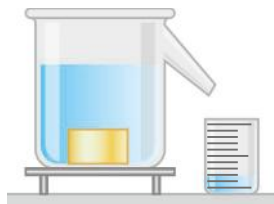
6. (CPS-SP) Uma história muito conhecida relata a genial solução dada por Arquimedes ao problema da coroa do rei Hieron. O rei queria uma coroa de ouro e entregou certa massa desse metal a um ourives, para que este confeccionasse o objeto. Quando o ourives entregou a encomenda, com massa igual à do ouro que Hieron havia fornecido, levantou-se a suspeita de que certa porção de ouro teria sido substituída por prata, e Arquimedes foi encarregado pelo rei de investigar a veracidade dos fatos.

Para resolver esse problema, Arquimedes pegou um vasilhame com água e mergulhou nele um pedaço de ouro, de mesma massa dada ao ourives, registrando o quanto da água transbordara. Depois, fez o mesmo com um pedaço de prata, efetuando o registro e comparando-o com o anterior.

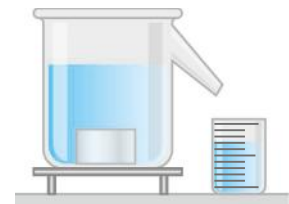
Esses experimentos de Arquimedes podem ser representados pelos esquemas a seguir:



Pote de referência.



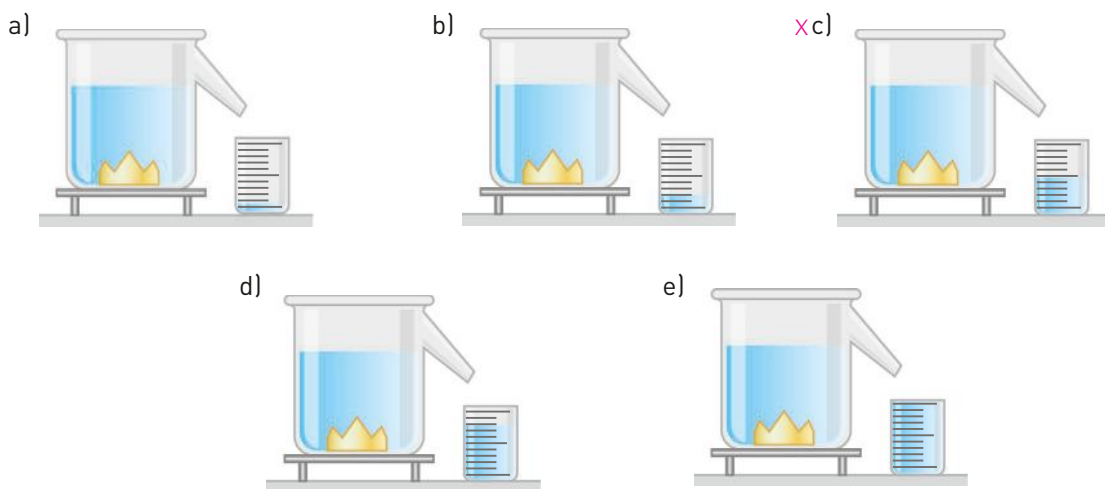
Pote com ouro.



Pote com prata.

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Diante dos resultados, Arquimedes chegou à conclusão de que a coroa foi confeccionada com uma liga de ouro e prata, pois, ao mergulhá-la no pote de referência, observou o resultado como o indicado na alternativa:



7. Se um sólido apresentar forma geométrica bem definida, você pode determinar seu volume medindo suas dimensões e multiplicando-as. Porém, se precisar determinar o volume de um sólido com formato irregular, conhecendo somente a sua massa, sem conhecer a sua densidade, você pode proceder da seguinte forma:

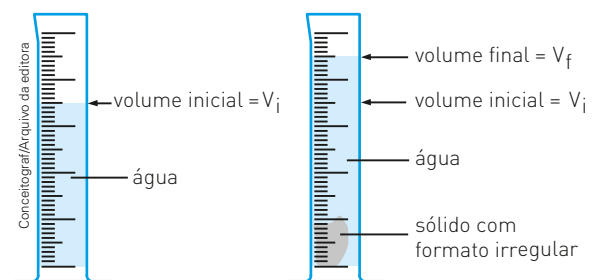
- Coloque água em um recipiente graduado, como uma proveta, até um volume determinado.
- Mergulhe o sólido de formato irregular no recipiente contendo água e verifique o novo volume de água.
- A diferença entre o volume final e o volume inicial é o volume desse sólido. A partir desse procedimento, podemos determinar a densidade do sólido utilizando a expressão $d = m/V$.

Com base nessas informações, resolva a seguinte questão:

Um garimpeiro encontrou uma pepita de formato irregular de um material que ele julgou ser ouro.

Para verificar se era ouro mesmo, executou os seguintes procedimentos:

- determinou a massa da pepita, que era de 28,5 g;
- colocou-a em um cilindro graduado contendo inicialmente 100 mL de água e verificou que o volume final era de 103 mL;
- consultou uma tabela e verificou que a densidade do ouro é 19 g/cm³.



Esse procedimento é apropriado para sólidos mais densos que o líquido.

Qual foi a conclusão do garimpeiro? Justifique.

Desafiando seus conhecimentos

1. O volume de petróleo extraído é dado em uma unidade de medida do sistema inglês, denominada barril (bbl), que equivale ao volume de 42 galões. A capacidade de um galão é de 3,785 L. A produção diária da bacia de Campos, no Rio de Janeiro, é de 1,49 milhão de barris. A ordem de produção diária aproximada, expressa em litros, é:

a) 10^{12}

~~x~~ c) 10^8

e) 10^3

b) 10^{10}

d) 10^5

2. Considere a seguinte manchete de um jornal fictício:

A pluviosidade anual em certa cidade varia de 1 300 a 2 400 mm. Chove mais em áreas montanhosas, como na serra do Mar.

Com base no que você estudou até aqui, o que significa o trecho destacado na manchete?

Considerando as informações abaixo, responda às questões **3** a **5**.

O gráfico mostra a variação da pressão atmosférica com a altitude.



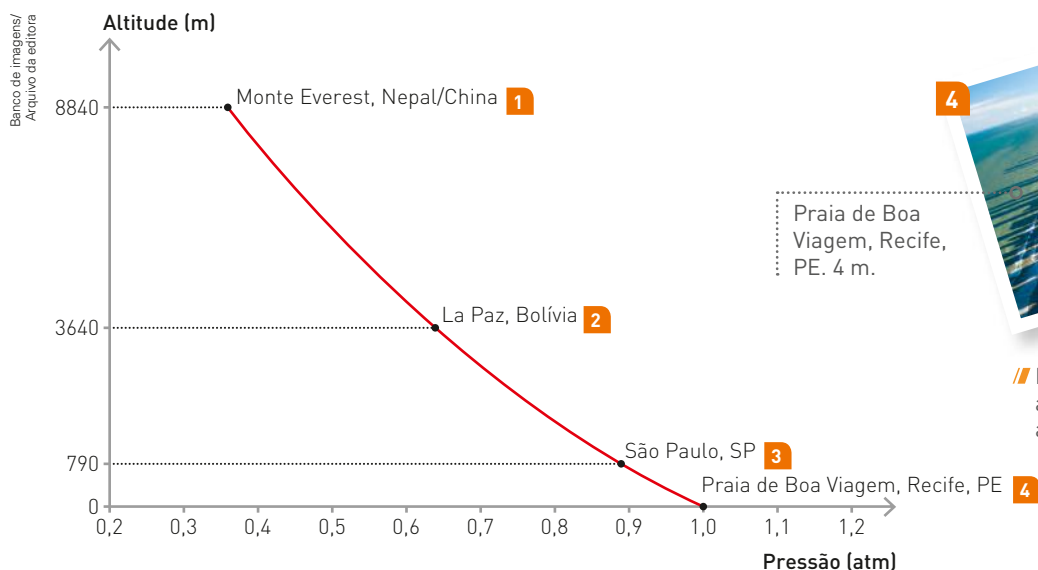
Monte Everest, fronteira entre Nepal e Tibete. 8840 m.



La Paz, Bolívia. 3640 m.



Avenida Paulista, São Paulo, SP. 790 m.



// Em diferentes altitudes, a pressão atmosférica apresenta diferentes valores.

À medida que a altitude aumenta, a temperatura de ebulição das substâncias diminui. O cozimento de um alimento realizado em frasco aberto é favorecido pelo aumento da pressão. Em altitudes elevadas, o ar se torna rarefeito e o nosso organismo se adapta a essa condição produzindo uma maior quantidade de hemácias, células responsáveis pelo transporte de oxigênio.

3. Utilizando a mesma fonte de calor, em qual dos locais indicados no gráfico a água ferve em menor temperatura? **Monte Everest.**
4. Dos locais mencionados, em qual deles o cozimento de mandioca, como o mostrado na imagem, ocorre em menor tempo? **Recife.**



J.Castro/Moment Open/Getty Images

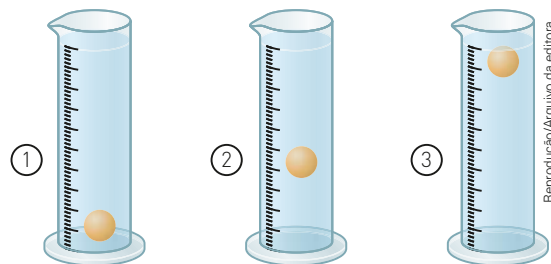
5. Comparando um habitante de Recife, um de São Paulo e um de La Paz, qual deverá apresentar a maior concentração de hemácias/mL de sangue? **O habitante de La Paz.**
6. (Unicamp-SP) Três frascos de vidro transparentes, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm **cada um** a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro, clorofórmio e o terceiro, etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. **Sem abrir os frascos**, como você faria para identificar as substâncias?

A densidade (d) de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente, é:

$$d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g/cm}^3, d_{\text{clorofórmio}} = 1,4 \text{ g/cm}^3, \\ d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3.$$

7. A determinação da densidade da urina humana é um dos exames solicitados pelos médicos para avaliar a saúde de um indivíduo. A densidade normal pode variar entre 1,003 g/mL e 1,300 g/mL. A respeito da urina, responda:
- a) Por que a urina humana apresenta uma densidade maior do que a da água ($d = 1,0 \text{ g/mL}$)?
- b) A urina de uma pessoa acometida de uma grave desidratação deve apresentar densidades maiores ou menores do que os valores considerados normais?
- c) Qual é a densidade de uma amostra de urina de volume 100 mL e massa de 120 g? **1,2 g/mL.**

8. (UFPE) Para identificar três líquidos – de densidades 0,8; 1,0 e 1,2 –, o analista dispõe de uma pequena bola de densidade 1,0. Conforme as posições das bolas apresentadas no desenho a seguir, podemos afirmar que:



Reprodução/Arquivo da editora

- x a) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 0,8, 1,0 e 1,2.
- b) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 0,8 e 1,0.
- c) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 0,8 e 1,2.
- d) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 1,0 e 0,8.
- e) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 1,2 e 0,8.
9. (Enem) Pelas normas vigentes, o litro do álcool hidratado que abastece os veículos deve ser constituído de 96% de álcool puro e 4% de água (em volume). As densidades desses componentes são dadas na tabela.

Um técnico de um órgão de defesa do consumidor inspecionou cinco postos suspeitos de venderem álcool hidratado fora das normas. Colheu, então, uma amostra do produto de cada posto e mediu a densidade de cada uma delas. Obteve os seguintes resultados:

Posto	Densidade do combustível (g/L)
I	822
II	820
III	815
IV	808
V	805

Substância	Densidade (g/L)
água	1000
álcool	800

A partir desses dados, o técnico pôde concluir que estavam com o combustível adequado somente os postos:

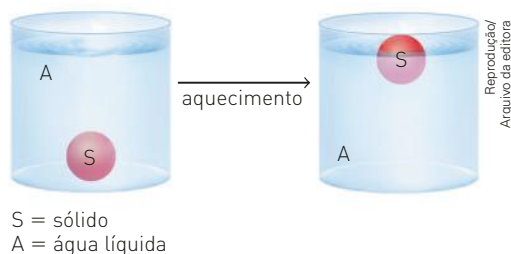
- a) I e II. c) II e IV. x e) IV e V.
b) I e III. d) III e V.

10. (UFSC) Considere o seguinte experimento: em uma proveta de 50 mL foram colocados 25 mL de água. Em outra proveta de 50 mL foram colocados 25 mL de areia de praia lavada, decantada e seca. A massa da areia foi 40,6 g. A areia foi então transferida para a proveta contendo os 25 mL de água e o volume total foi 39 mL.

Com relação ao experimento descrito acima, calcule: o volume ocupado pelos grãos de areia (em mL); o volume ocupado pelo ar entre os grãos na areia seca (em mL); e a densidade dos grãos de areia (em g/mL).

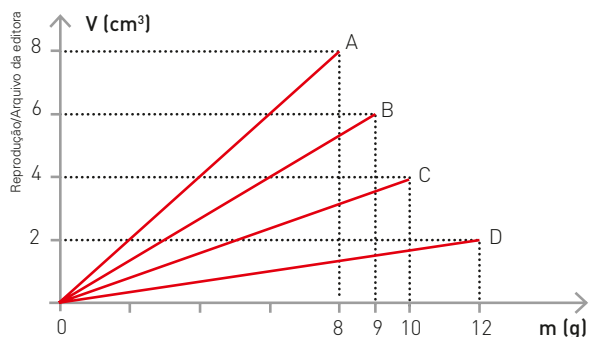
Some os resultados numéricos encontrados e arredonde o resultado para o número inteiro mais próximo. **Soma = 28**

11. (Ufla-MG) Para um sistema formado por um recipiente, água líquida e um sólido, observa-se uma transformação, conforme a figura:



No que diz respeito ao fenômeno observado, pode-se afirmar que:

- a) a densidade do líquido aumenta com o aquecimento.
 - ☒ b) a densidade do líquido é maior que a do sólido após o aquecimento.
 - c) o sólido se contrai com o aquecimento.
 - d) o recipiente e o líquido se expandem com o aquecimento, porém, não há alteração na densidade.
12. (Uerj) A relação entre o volume e a massa de quatro substâncias, A, B, C e D, está mostrada no gráfico a seguir.



Essas substâncias foram utilizadas para construir quatro cilindros maciços. A massa de cada cilindro e a substância que o constitui estão indicadas na tabela.

Cilindro	Massa (g)	Substância
I	30	A
II	60	B
III	75	C
IV	90	D

Se os cilindros forem mergulhados em um mesmo líquido, cuja densidade é de 0,80 g/cm³, quantos cilindros permanecerão no fundo do recipiente?

- a) Nenhum.
- ☒ b) Todos.
- c) Somente III.
- d) Somente IV.

13. (UPE) As normas da ANP (Agência Nacional do Petróleo) definem o teor em volume do álcool na gasolina no intervalo entre 18% e 24% como sendo aceitável. Uma análise realizada por um estudante de Química revelou que, ao se adicionarem 20,0 mL de água destilada a uma proveta de 100,0 mL, com rolha, contendo 30,0 mL de gasolina, após intensa agitação, o volume da mistura água + álcool tornou-se igual a 27,80 mL. Após a análise dessa experiência, o estudante concluiu como verdadeiro que:

Dados:

$$d_{\text{álcool}} = 0,80 \text{ g/mL}$$

$$d_{\text{gasolina}} = 0,72 \text{ g/mL}$$

- a) o álcool é insolúvel na água, em qualquer proporção, razão pela qual o volume de água aumentou.
- b) a densidade da gasolina pura é bem maior que a da água destilada, por ser uma mistura de hidrocarbonetos.
- c) a gasolina analisada atende às normas da ANP, podendo ser comercializada sem nenhuma restrição.
- ☒ d) a quantidade de álcool encontrada na gasolina analisada é maior que a permitida pelas normas da ANP.
- e) quanto maior o teor de álcool na gasolina, mais próxima de 0,62 g/mL será a densidade da mistura.

O que compõe o nosso mundo

UNIDADE

2

Ao observarmos a paisagem retratada abaixo, podemos destacar os principais componentes que a formam: o avião, a água do mar e, ainda, o ar (não visível). O que eles têm em comum? Existem diferenças entre eles? Você sabe caracterizar as substâncias puras e as misturas?

Quais são algumas das substâncias que compõem a cena desta fotografia?

A imensidão, as cores, a luz e a incontável variedade de materiais nos diferentes estados físicos compõem a beleza da paisagem retratada nesta imagem.



De VisuShutterstock

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Química, uma ciência experimental.
- Matéria e energia.
- Estados físicos da matéria.
- Composição da matéria.
- Separação de misturas.
- Transformações físicas e químicas.

Química – Uma ciência experimental

Desde o Ensino Fundamental, você já possui uma série de conhecimentos sobre a Química como ciência. Sabe, por exemplo, que a Química, assim como a Matemática, a Física, a Biologia ou outras ciências, tem uma linguagem própria. O uso de uma linguagem científica universal garante a comunicação e o entendimento entre cientistas dos mais diferentes pontos do planeta. Na Química, usamos, por exemplo, equações para representar reações químicas.

Outra característica da Química é o fato de que ela é uma ciência experimental. Os experimentos em laboratório têm papel fundamental para que o químico teste suas hipóteses e, se preciso, possa reelaborá-las. Ao longo deste livro, você fará alguns experimentos que lhe permitirão entender um pouco como se processam os avanços da Química.

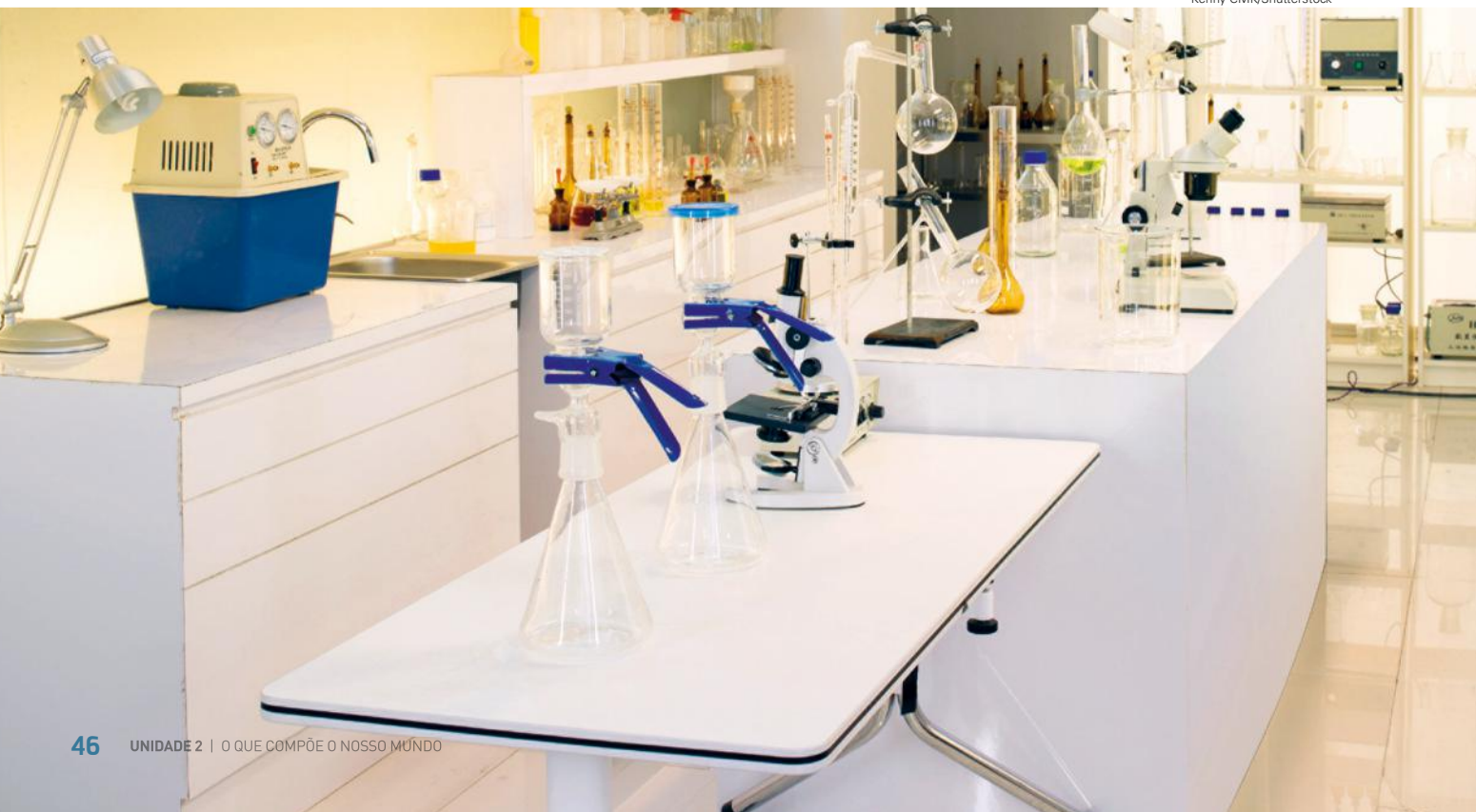
O laboratório de Química

// O laboratório é um recinto construído especialmente para a execução de experimentos. Ele deve apresentar instalações de água, gás e eletricidade e ser muito bem ventilado e iluminado.

Pelas palavras que deram origem ao termo laboratório (*labor*, do latim: trabalho; *oratorium*, do latim: lugar de reflexão) podemos perceber que se trata de um local de muito trabalho e concentração.

Nos laboratórios, são feitos vários tipos de experimentos, como a identificação dos componentes de uma amostra, a sua separação e a determinação da quantidade de cada um deles. Nesses locais também são desenvolvidas novas substâncias, que eventualmente podem ser usadas em escala industrial.

Kenny CMK/Shutterstock



Química e segurança na escola

Cuide de sua integridade física

Ao longo do ano você fará diversos experimentos de Química, tanto em sala de aula quanto no laboratório da escola. Cada um de vocês, com a supervisão do(a) professor(a), é responsável pela própria integridade física e pela integridade física dos colegas.

Leia com atenção item por item.

- Siga sempre as orientações do(a) professor(a).
- Conheça a localização dos equipamentos de segurança e informe-se sobre seu uso correto.
- Use sempre os equipamentos indicados para cada procedimento: luvas, avental, óculos de segurança.
- Se tiver cabelos longos, mantenha-os presos durante os experimentos.
- Brincos, anéis, pulseiras, etc. são proibidos. Você pode se ferir ou ferir um colega com eles e ter suas luvas perfuradas.
- Não coma nem beba durante as atividades experimentais.
- Nunca teste um produto químico diretamente pelo olfato ou pela gustação.
- Lave bem as mãos antes e depois dos procedimentos experimentais.
- Mantenha silêncio durante as explicações do(a) professor(a) e durante os experimentos.
- Sobre a bancada devem estar apenas os materiais necessários para o procedimento.
- Siga as orientações do(a) professor(a) sobre o correto manuseio do equipamento, limpeza, armazenagem e descarte de reagentes.
- Ao término da atividade, o laboratório deve ser deixado limpo, com o chão seco e os aparelhos elétricos desconectados da rede elétrica.



Peter Muller/Cultura/Getty Images

// Aula em laboratório de Química.

Transmissão de informações científicas e tecnológicas

Nos laboratórios e nos rótulos das embalagens de reagentes são utilizados símbolos de segurança, que têm a finalidade de informar e alertar sobre a existência de perigo. Veja alguns deles e entenda como interpretá-los.



É o símbolo de substâncias venenosas (tóxicas), que não devem entrar em contato com a pele nem ter seus vapores inalados.



Identifica substâncias inflamáveis, isto é, que em contato com o ar se convertem em fogo.



Identifica substâncias cáusticas ou corrosivas.



Informa que há possibilidade de choque elétrico.

Ilustrações: João Anselmo/
Arquivo da editora

Atualmente, em nosso dia a dia, nos deparamos com novos símbolos, que também devemos conhecer.



Reciclável.

Kostenyukova Nataliya/
Shutterstock



Presença de transgênicos.

Vanessa Volk/
Shutterstock



Presença ou ausência de glúten.

Monika Bodoviz/Shutterstock



Ausência de lactose.

Reprodução/Arquivo da editora

A Química em nossa casa

Em sua casa, há muitos produtos químicos de uso diário, alguns mais perigosos que outros. São exemplos de produtos perigosos, se manuseados de modo descuidado: água sanitária, medicamentos, substâncias para limpar fornos ou desentupir ralos e pias, álcool, desinfetantes, materiais contendo amoníaco, detergentes e outros.

Esses produtos devem ser guardados em armários altos e de difícil acesso se em sua casa existirem crianças ou animais domésticos.

Para evitar acidentes, é importante criar o hábito de sempre ler as orientações de uso presentes nas embalagens.

Em caso de acidente, leia no rótulo do produto como você deve proceder. É conveniente ter anotado em lugar de fácil acesso o telefone do Centro de Controle de Intoxicações (CCI): 0800 771 37 33 ou do Centro de Assistência Toxicológica do Instituto da Criança do Hospital das Clínicas (Ceatox): 0800 14 81 10. Ambos atendem todo o Brasil.



/// Símbolos presentes nas embalagens de produtos de uso doméstico.

Refleta

1. A imagem acima mostra uma parte do rótulo de um produto utilizado para limpar fornos. Qual deve ser a proteção de quem utiliza esse tipo de produto? Justifique sua resposta.
2. Em 2002, uma resolução da Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) determinou que a comercialização de álcool com graduação acima de 54°GL (ou 46,3° INPM) deveria ser apenas na forma de gel. No mesmo ano, porém, a determinação foi suspensa pela Justiça por intervenção da Associação Brasileira dos Produtores e Envasadores de Álcool (Abraspea), situação que se manteve até 2012. A partir de 1ª de fevereiro de 2013, a medida proposta pela Anvisa entraria em vigor. Segundo a Anvisa, o objetivo da medida é “reduzir o número de acidentes e queimaduras geradas pelo álcool líquido, com alto poder inflamável, além da ingestão acidental”. Informe-se sobre os argumentos da Anvisa e da Abraspea e, depois, discuta com os colegas e o(a) professor(a) a respeito dessa questão. Considere os prós e os contras da medida, não só para o consumidor comum, mas também para os profissionais de saúde.

Para sua pesquisa, visite os *sites* (acesso em: 16 jan. 2018):

- <<http://www.anvisa.gov.br>>
- <<http://www.abraspea.org.br>>

Responsabilidade ambiental no laboratório e em casa

Você sabe o que são “resíduos”? São materiais resultantes dos mais diversos processos, mas que não apresentam utilidade. Em um laboratório de Química são gerados inúmeros resíduos, que podem ser perigosos ao ser humano e ao ambiente.

Por isso, tão importante quanto observar as normas de segurança de laboratório é o cuidado com o tratamento, acondicionamento, identificação por meio de rotulagem (incluindo os símbolos de risco correspondentes), transporte e descarte dos resíduos. Utilizar recipientes de tipo e tamanho adequados e com boa vedação, de modo a prevenir vazamentos durante o transporte, é imprescindível.

Todo laboratório de Química, seja ele de instituição de pesquisa, de empresa de iniciativa privada ou de instituição de ensino, deve seguir procedimentos, tanto de segurança como de descarte de resíduos.



Banco de imagens/Arquivo da editora

// Símbolo utilizado para indicar o transporte de substâncias perigosas para o meio ambiente.

EXPLORE SEU MUNDO

Descarte consciente

Você foi ao médico, pois estava com uma tosse muito forte, ele receitou um xarope que você tomou seguindo as orientações e a tosse parou, porém sobrou meio frasco do xarope. O que fazer com o resto do xarope? Guardar esperando uma próxima crise, doar para um conhecido, jogar no lixo?

Converse com seus pais e verifique se há medicamentos em casa que possam estar vencidos. O que fazer com os medicamentos vencidos? Quais são os perigos envolvidos em um descarte inadequado?

Consulte alguns sites como:

- <<http://www.ecycle.com.br/component/content/article/50-liquidos-produtos-quimicos/149-como-descartar-remedios.html>>.
- <www.pfizer.com.br/noticias/Descarte-correto-de-medicamentos-tambem-salva-vidas>.
- <www.setorreciclagem.com.br/reciclagem-de-residuo.../descarte-de-remedios-vencidos/>.

Acesso em: 28 jul. 2017.

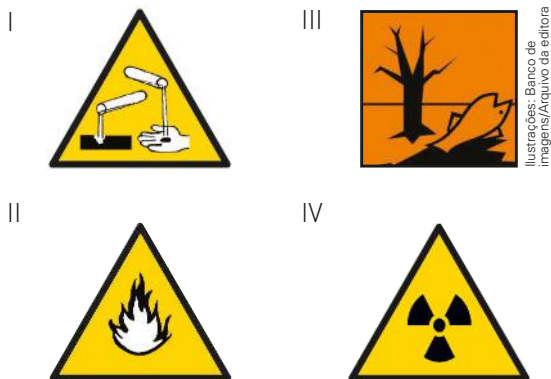
Discuta com seus pais, vizinhos, professores e colegas de escola para terem uma postura adequada.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Sabendo que a soda cáustica é um produto corrosivo e tóxico se ingerido, descreva ou desenhe os símbolos que devem aparecer no rótulo dessa substância.
2. É apropriado trabalhar no laboratório com cabelos longos soltos?
Justifique.
3. Enrolar as mangas longas do avental geralmente facilita o movimento dos braços. Esse é um procedimento conveniente quando se trabalha em laboratório?
Por quê?
4. Quais regras de segurança de laboratório você poderia utilizar em sua casa ao fazer um bolo?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. A experiência nos diz que um conteúdo transmitido por uma imagem gráfica é mais facilmente lembrado do que o conteúdo transmitido por um texto escrito. Pensando nisso, observe as imagens.



Agora, assinale a alternativa que traduz, correta e respectivamente, o conteúdo dessas imagens.

- a) Substâncias tóxicas, substâncias inflamáveis, substâncias corrosivas, materiais radioativos.
- b) Substâncias líquidas, substâncias ambientalmente perigosas, substâncias inflamáveis, materiais recicláveis.
- ☒ c) Substâncias corrosivas, substâncias inflamáveis, substâncias ambientalmente perigosas, materiais radioativos.
- d) Substâncias venenosas, substâncias corrosivas, substâncias líquidas, materiais explosivos.
- e) Substâncias corrosivas, substâncias inflamáveis, substâncias venenosas, materiais recicláveis.

2. (Enem) Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar um banheiro:

A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante. Não conseguia respirar e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insuportável. Saí correndo à procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar.

O trecho sublinhado poderia ser reescrito, em linguagem científica, da seguinte forma:

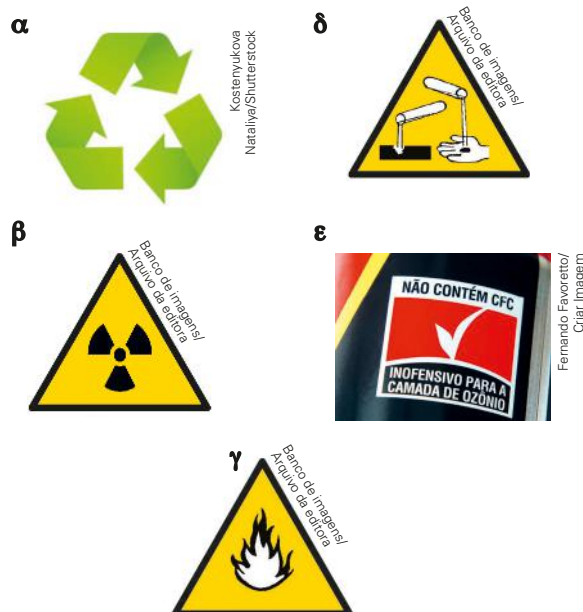
- a) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.

- b) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
- c) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
- ☒ d) Com a mistura, houve transformação química, que produziu rapidamente gases tóxicos.
- e) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

3. (Enem) Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que deixou de ser cumprido, na situação discutida na questão anterior, foi:

- a) Não armazene produtos em embalagens de natureza e finalidade diferentes das originais.
- ☒ b) Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.
- c) Não armazene produtos de limpeza e substâncias químicas em locais próximos a alimentos.
- d) Verifique, nos rótulos das embalagens originais, todas as instruções para os primeiros socorros.
- e) Mantenha os produtos de limpeza em locais absolutamente seguros, fora do alcance de crianças.

4. Os símbolos e sinais fornecem algumas características dos materiais ou, em alguns casos, informam os riscos ou as medidas de prevenção que devemos ter em seu manuseio. Observe a sequência de símbolos.



Leia as indicações abaixo.

- I. Material reciclável, o que sugere ser reaproveitável.
- II. Cuidado! Material inflamável.
- III. Cuidado! Material radioativo.
- IV. Produtos que não contêm CFC (clorofluorcarbono).
- V. Cuidado! Substância que causa irritação ou destruição do tecido vivo.

A alternativa que relaciona corretamente os símbolos com as indicações anteriores é:

	α	β	γ	δ	ϵ
a)	I	II	III	IV	V
b)	I	III	IV	II	V
c)	II	I	V	III	IV
d)	V	III	II	IV	I
x e)	I	III	II	V	IV

Desafiando seus conhecimentos

1. [CPS-SP] Numa das cenas de *Cinema Paradiso*, filme de Giuseppe Tornatore, um incêndio na sala de projeção ocorre quando o filme enrosca, aquece e se inflama, pois a película era constituída de material orgânico altamente inflamável. Esse tipo de material cinematográfico não é mais comum nas projeções atuais; porém, outros materiais inflamáveis e perigosos ainda estão presentes em diversos produtos usados no nosso dia a dia.

Analise as recomendações de segurança indicadas para produtos considerados perigosos.

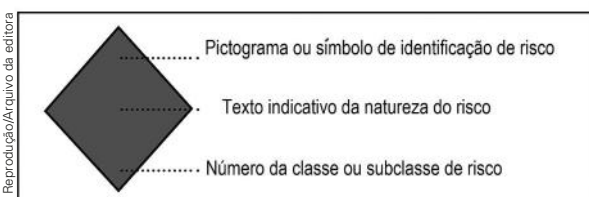
- I. Estocar em locais bem ventilados.
- II. Ao sentir cheiro, não riscar fósforos, nem acender a luz.
- III. Mantê-los longe de fontes de calor e do alcance de crianças.
- IV. Fazer o descarte na pia em água corrente.

As recomendações associadas aos produtos inflamáveis são as que se afirmam em

- a) I e II apenas.
- b) I e III apenas.
- x c) I, II e III apenas.
- d) II, III e IV apenas.
- e) I, II, III e IV.

2. [Fatec-SP] Símbolos podem codificar informações importantes.

Os losangos (rótulos de risco) são utilizados em caminhões e em outros veículos que transportam produtos químicos. Tais losangos devem ter as seguintes informações:



Por exemplo, um caminhão que transporta o lixo de hospitais, clínicas, consultórios e laboratórios deve exibir o losango ao lado.



Reprodução/Fatec, 2012.

Com base nessas informações, pode-se concluir que um caminhão que exiba o losango abaixo pode estar transportando:

- a) cal hidratada.
- b) caldo de cana.
- c) velas de parafina.
- d) bicarbonato de sódio.
- x e) querosene de aviação.



Reprodução/Fatec, 2012.

3. [Unicamp-SP – Adaptada] Os símbolos abaixo são utilizados como alerta nos rótulos de recipientes de vários produtos de uso cotidiano em laboratórios ou residências, podendo se relacionar às seguintes espécies: etanol, amônia, glúten, alimento modificado e argônio.



Reprodução/UNICAMP, 2017.

Preencha os parênteses no espaço de resposta com o número correspondente ao símbolo adequado para cada espécie.

- etanol (3)
 amônia (6)
 argônio (5)
 alimento modificado (2)
 glúten (1)

Matéria e seus estados físicos – Energia



Coos Bouny/Shutterstock

// Matéria é tudo o que podemos ver (ou não), tocar ou sentir. Assim, a água, o solo, as árvores, o ar e as partículas microscópicas de poeira são exemplos de matéria.

Observe o mundo ao seu redor. Tudo o que nossos sentidos conseguem perceber são formas de **matéria** ou de **energia**.

O conceito mais fácil de ser definido e explicado é o de matéria, que pode ser definida como tudo aquilo que ocupa lugar no espaço e tem massa.

A massa de uma porção de matéria pode ser determinada por meio de uma balança.

Para energia, no entanto, não existe uma definição tão elementar. Pode-se afirmar que o conceito de energia está diretamente relacionado à realização de trabalho e ao fato de a energia poder provocar modificações na matéria, além de ser interconvertível em suas várias modalidades.

Podemos perceber diferentes modalidades de energia:



Shutterstock/Natalia K

// Energia solar (luminosa).



CCa82/Shutterstock

// Energia mecânica.



Andrey_Popov/Shutterstock

// Energia luminosa e sonora.



ArtFamily/Shutterstock

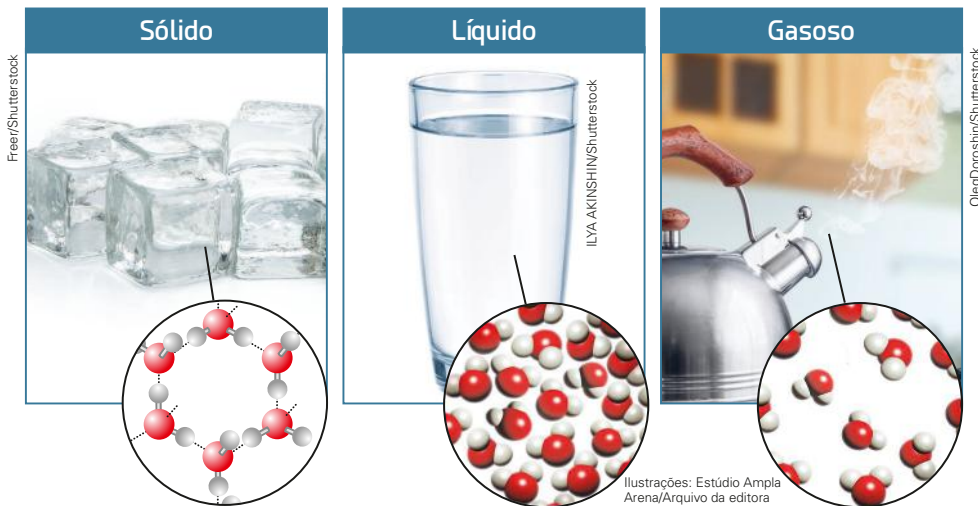
// Energia elétrica e térmica.

Os estados físicos da matéria

Ao nosso redor, a matéria é encontrada fundamentalmente em três estados físicos interconvertíveis: **sólido, líquido e gasoso**.

Toda matéria é constituída de pequenas partículas, e o seu estado físico depende do maior ou menor espaço existente entre elas, ou seja, da maior ou menor agregação dessas partículas.

Assim, os estados físicos também podem ser chamados de **estados de agregação**. Observe:



A água em estado gasoso, ou de vapor, não é visível (note a região imediatamente acima do bico da chaleira). A “fumacinha” ou “nuvem” que vemos é o vapor que, ao entrar em contato com o ar (mais frio), retornou ao estado líquido (sofreu condensação).

Cada um dos três estados de agregação apresenta características próprias que os definem – como volume, densidade e forma –, mas que podem ser alteradas pela variação de temperatura (aquecimento ou resfriamento) ou de pressão.

Quando uma substância muda de estado, sofre alterações nas suas características macroscópicas (volume, forma, etc.) e microscópicas (arranjo das partículas), não havendo, contudo, alteração em sua composição.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Características macroscópicas dos estados físicos			
Estado			
Características	• forma própria • volume fixo • dificilmente sofre compressão	• adquire a forma do recipiente que o contém • volume fixo • dificilmente sofre compressão	• tem a forma do recipiente • as partículas se movimentam espontaneamente e ocupam todo o volume do recipiente • sofre compressão e expansão facilmente

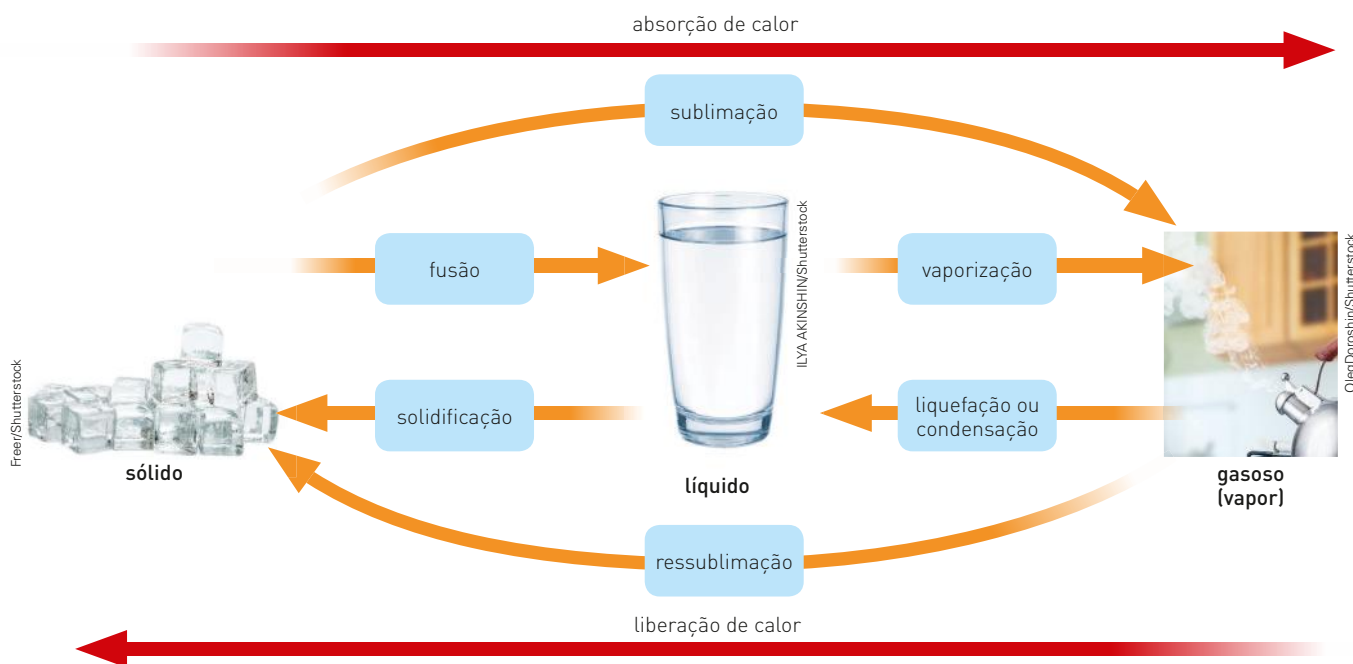
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Os três estados físicos, quando estudados em relação ao arranjo de suas partículas, apresentam as seguintes características que os diferenciam:

- **Estado sólido** — as partículas se encontram organizadas no espaço, e descrevem apenas um movimento de vibração. A atração entre as partículas nesse estado é intensa.
- **Estado líquido** — as partículas se encontram menos organizadas do que no estado sólido, e as forças de atração entre elas são menos intensas, o que permite que se movimentem.
- **Estado gasoso** — as partículas se encontram desorganizadas, e as forças de atração entre elas são bastante fracas, o que permite que tenham uma grande liberdade de movimento.

Mudanças de estado físico

O estado físico ou estado de agregação da matéria pode ser alterado por variações de temperatura e/ou de pressão sem alterar a composição da matéria. Cada mudança de estado recebe um nome, como mostra o esquema abaixo.



Neste capítulo, utilizaremos os termos **gás** e **vapor** de maneira indistinta; porém trata-se de dois conceitos distintos que serão diferenciados na Unidade 9 deste Volume, quando será feito o estudo do comportamento dos gases.

Quando fornecemos calor a um sólido, as partículas presentes em sua estrutura rígida ganham energia e se movem mais rapidamente, até que a estrutura seja rompida. Por outro lado, quando um líquido perde energia, ocorre a diminuição do movimento das partículas, regenerando o arranjo característico do estado sólido.

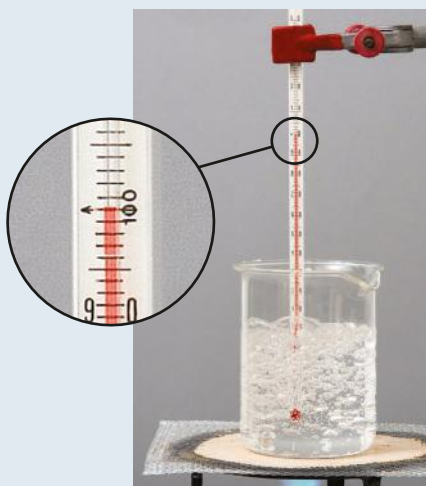
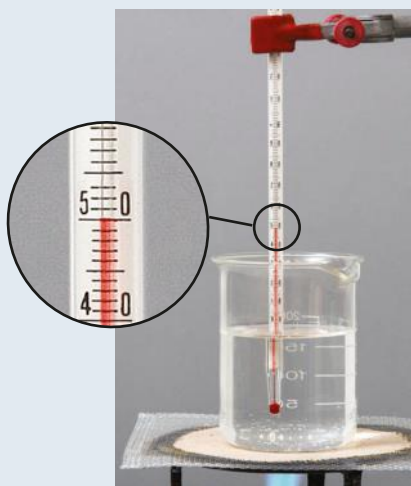
Fusão, vaporização (ebulição ou evaporação) e **sublimação** são mudanças de estado que ocorrem com **absorção de calor** (**processos endotérmicos**).

Tipos de vaporização

A vaporização pode receber outros nomes, dependendo das condições em que o líquido se transforma em vapor:

a) **Evaporação**: passagem **lenta** do estado líquido para o estado de vapor, que ocorre predominantemente na superfície do líquido, sem causar agitação ou surgimento de bolhas no seu interior.

b) **Ebulição**: passagem **rápida** do estado líquido para o estado de vapor, geralmente obtida pelo aquecimento do líquido; é percebida pela ocorrência de bolhas. Líquidos diferentes sofrem ebulição em temperaturas diferentes. Exemplo: a água, ao nível do mar, apresenta temperatura de ebulição (TE) igual a 100 °C; o etanol, nas mesmas condições, apresenta TE igual a 78 °C.



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// O aquecimento favorece a mudança de estado, na qual o líquido se transforma em vapor a pressão constante. Isso fica evidenciado pelo aumento do número de bolhas de vapor no interior do líquido.

A **sublimação** consiste na passagem direta do estado sólido para o estado de vapor. Esse fenômeno ocorre, por exemplo, com as bolinhas de naftalina colocadas em armários de roupas, ou com alguns tipos de desinfetantes sólidos usados em vasos sanitários.

Algumas outras substâncias que sofrem sublimação são o iodo, a cânfora e o gelo-seco (dióxido de carbono no estado sólido).



Faizal Rami/Shutterstock

Angyalosi Beata/Shutterstock



// A naftalina, geralmente utilizada para matar traças, sofre sublimação. Embora seja um produto comum, fácil de ser comprado, é necessário ter cuidado, pois os vapores da naftalina são tóxicos. Por isso, a Organização Mundial da Saúde (OMS) tem recomendado que seu uso seja proibido.

// O gelo-seco é bastante utilizado para obter efeitos especiais em shows, festas, espetáculos teatrais e filmes. Ele também pode ser utilizado para refrigeração de alguns produtos durante o transporte.



Spohn Matthieu/PhotoAlto Agency RF Collections/Getty Images

Solidificação, liquefação (condensação) e **ressublimação** são mudanças de estado que ocorrem com **liberação de calor** (processos **exotérmicos**).

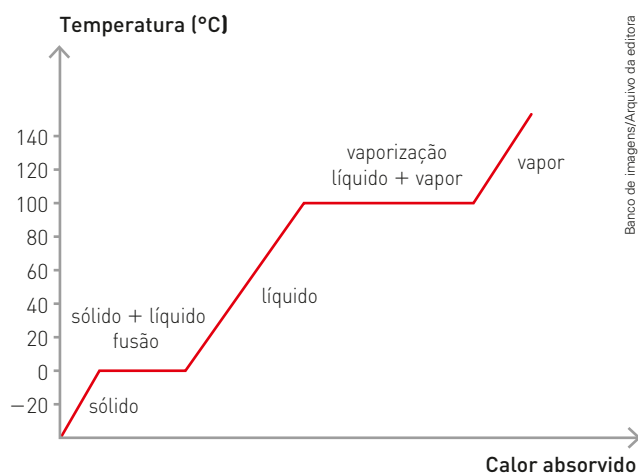
// Depois de um banho quente, é possível observar o vapor de água condensado na forma de gotas de água sobre um espelho. Isso ocorre porque o vapor de água, ao entrar em contato com uma superfície mais fria, libera calor e se condensa.

As curvas de aquecimento e resfriamento

Todas as mudanças de estado durante o aquecimento ou resfriamento de uma substância pura podem ser representadas graficamente em curvas de aquecimento ou resfriamento. Nesses gráficos, a temperatura é indicada no eixo vertical (ordenada) e o calor é indicado no eixo horizontal (abscissa).

Etapas de uma curva de aquecimento

A primeira linha diagonal indica que um sólido está absorvendo calor e a sua temperatura está aumentando. Quando a temperatura de fusão (TF) é atingida, observamos a primeira linha horizontal (patamar), que indica que o sólido está derretendo, isto é, está sofrendo fusão. Durante o processo de fusão ocorre absorção de calor, o sólido se transforma em líquido, e não há nenhuma mudança na temperatura.



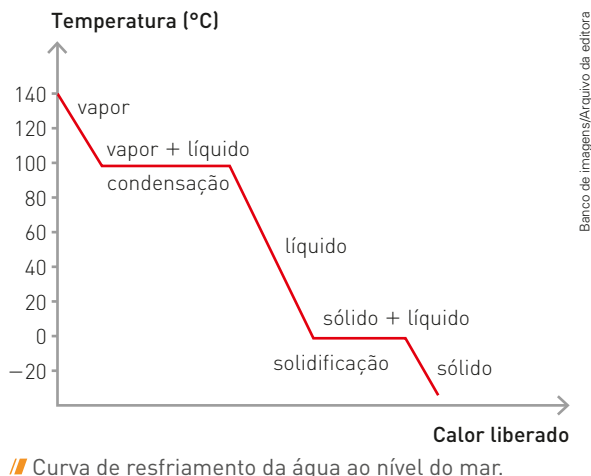
Banco de imagens/Arquivo da editora

// Curva de aquecimento da água ao nível do mar.

Quando a fusão se completa, a temperatura, agora do líquido, começa a aumentar. Esse aumento é representado pela linha diagonal que começa a partir da temperatura de fusão. Em seguida, forma-se um segundo patamar, no qual se observa novamente a absorção de calor sob temperatura constante. Esse patamar indica onde ocorre o processo de ebulição, no qual o líquido está se transformando em vapor. Note que o segundo patamar é maior do que o primeiro, isso porque o calor de vaporização (ebulição) é superior ao calor de fusão. Uma vez que todo o líquido se transforma em vapor, a temperatura volta a aumentar.

Etapas de uma curva de resfriamento

A curva de resfriamento representa a diminuição da temperatura devido à liberação de calor. Quando a temperatura de condensação é atingida, forma-se o primeiro patamar, que indica que o vapor está se liquefazendo, isto é, está sofrendo condensação. Durante o processo de condensação ocorre liberação de calor e o vapor se transforma em líquido, sem qualquer mudança na temperatura.

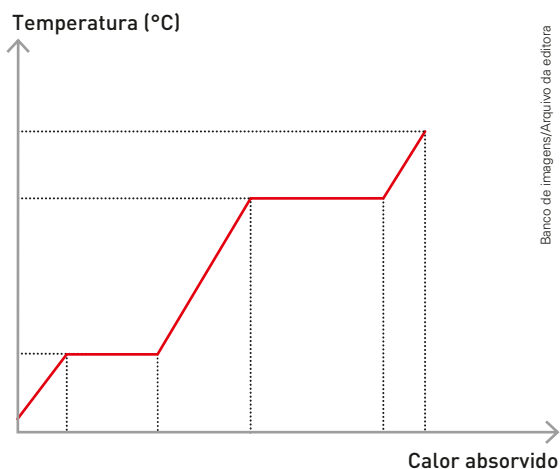


Quando a condensação se completa, a temperatura, agora do líquido, volta a diminuir. Essa diminuição é representada pela linha diagonal que começa a partir da temperatura de condensação. No segundo patamar, ocorre mais liberação de calor, mas a temperatura permanece constante, indicando que o líquido está se transformando em sólido, isto é, está ocorrendo a solidificação. Note que o segundo patamar é menor, isso porque o calor de solidificação é menor que o de condensação. Quando a solidificação se completa, a temperatura voltará a diminuir à medida que ocorrer a liberação de calor.

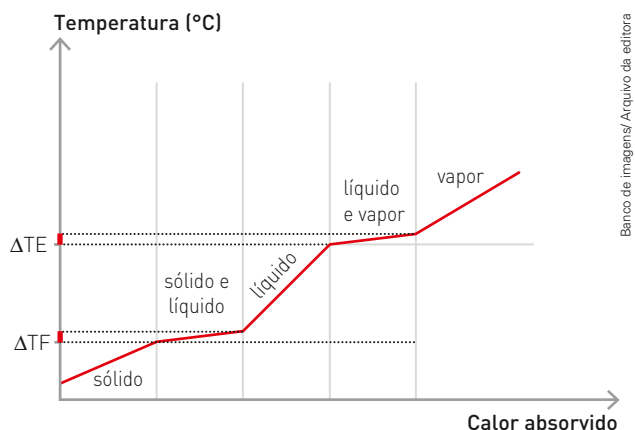
Diferenciando substância pura e mistura

As substâncias puras apresentam um diagrama de mudança de estado formando dois patamares, como acabamos de ver.

De maneira simplificada, podemos representar uma curva de aquecimento, como mostra o gráfico a seguir.



Já as **misturas**, na sua maioria, não apresentam dois patamares (fusão e vaporização). Se repetíssemos o mesmo procedimento utilizado com água pura para uma mistura de água e açúcar, obteríamos o diagrama a seguir, em que:



- ΔTF = variação da temperatura durante a fusão;
- ΔTE = variação da temperatura durante a ebulição.

O gráfico do aquecimento da mistura água + açúcar dissolvido, diferentemente do diagrama de aquecimento da água, não apresenta patamares, isto é, durante as mudanças de estado a temperatura não permanece constante, pois a composição da mistura varia durante a mudança de estado.

Assim, comparando os dois diagramas, observamos que a TF e a TE são constantes para a água, que é um sistema formado por um único tipo de partícula, ou seja, uma única substância; enquanto um sistema formado por mais de uma substância (água e açúcar dissolvido) não apresenta temperatura constante durante as mudanças de estado.

Como você pôde ver, o diagrama de mudança de estado de qualquer substância pura apresenta sempre dois patamares. Já o diagrama de mudança de estado de misturas geralmente não apresenta patamares.

Um comportamento especial

Existem algumas misturas com comportamento característico, que apresentam apenas um patamar no diagrama de mudança de fase.

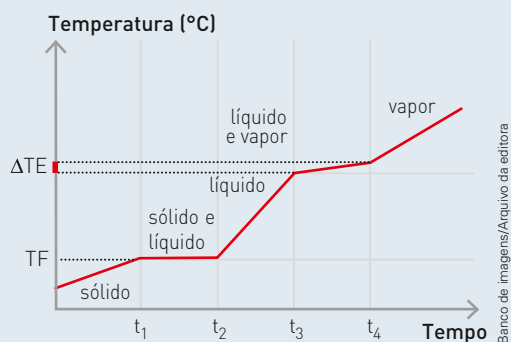
Misturas eutéticas

Essas misturas comportam-se como uma substância pura durante a fusão, isto é, apresentam TF constante. Assim, as curvas de aquecimento dessas misturas apresentam um patamar durante a fusão.

A temperatura de fusão de uma mistura eutética é inferior às temperaturas de fusão de cada um dos componentes da mistura.

Exemplos:

- solda (estanho + chumbo);
- gelo + sal de cozinha.

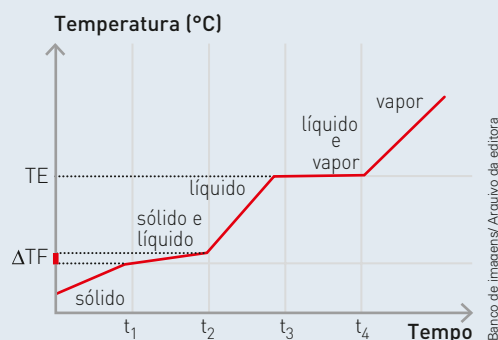


Misturas azeotrópicas

Essas misturas comportam-se como uma substância pura durante a ebulição, isto é, apresentam TE constante. Sua curva de aquecimento, portanto, apresenta um patamar durante a ebulição.

Exemplo:

- álcool comum (96% de etanol e 4% de água).



As temperaturas de fusão (TF) e ebulição (TE) são duas propriedades físicas, características das substâncias, e por isso podem ser utilizadas para identificar as substâncias puras.

Além delas, é necessário o conhecimento de outra propriedade física para identificar uma substância: a densidade.

Na tabela a seguir estão apresentados os valores de TF, de TE e da densidade (medida a 4 °C) de algumas substâncias.

	TF (°C)	TE (°C)	d (g/cm³)
Água (H ₂ O)	0	100,0	1,0
Álcool comum (C ₂ H ₆ O)	-117,0	78,0	0,78
Mercúrio (Hg)	-38,8	356,6	13,64
Ferro (Fe)	1535,0	2750,0	7,87

Tabela elaborada com base em Lide, David R. (editor-chefe). CRC Handbook of Chemistry and Physics. 81. ed. Flórida: CRC Press LCC, 2001.

EXPLORE SEU MUNDO

A água “sumiu” ou não?

Pegue um copo plástico comum e faça uma marca com uma caneta hidrográfica em sua lateral pelo lado de fora. Adicione água no copo até atingir a marca e então despeje esse volume medido em um prato, como representado pela imagem abaixo (foto 1). Chamaremos esse arranjo de sistema A.

Agora, coloque novamente água no copo até atingir a marca feita. Dessa vez cubra o copo com um pote de vidro, mantendo os dois sobre uma superfície plana, como mostrado na imagem abaixo (foto 2). Chamaremos esse arranjo de sistema B.

Ao final dos procedimentos descritos, você deve ter os dois sistemas montados (foto 3).



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

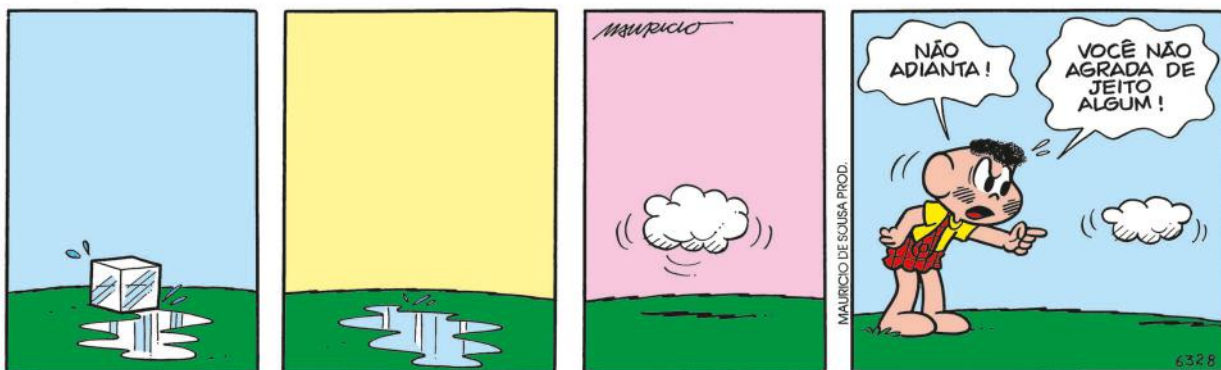
Deixe os dois conjuntos no mesmo ambiente de um dia para o outro e faça anotações referentes às seguintes perguntas:

1. A frase: "Um líquido adquire a forma do recipiente em que está contido" é correta ou incorreta? Justifique a sua resposta.
2. O que aconteceu com a água no sistema A?
3. O que aconteceu com o nível da água contida no sistema B?
4. Em qual dos conjuntos a mudança de estado físico ocorreu com mais rapidez? Justifique esse fato.
5. Por que os experimentos devem ser feitos no mesmo local e observados pelo mesmo período de tempo?

Fundamentando seus conhecimentos

1. Observe a tirinha abaixo.

Note que a "nuvenzinha" é mera representação de um estado físico da água, no qual ela não é visível.



Considerando a sequência dos quadrinhos, indique os nomes das mudanças de estado que ocorrem com a água. **Fusão e vaporização (evaporação).**

2. Observe a tirinha abaixo e responda aos itens I e II.



I. Em qual estado físico a água se encontra na saliva? **Líquido.**

II. Qual o nome da mudança de estado físico da água mostrada no último quadrinho? **Solidificação.**

3. Indique cada uma das mudanças de estado físico da água, em cada situação.

- a) Peças de roupas molhadas secam quando penduradas em um varal. **Evaporação.**
- b) Após um banho quente, o espelho do banheiro fica recoberto por água. **Condensação.**
- c) O vapor de água presente na atmosfera forma as nuvens, que são responsáveis pela chuva. **Condensação.**

4. Observe as situações.

I. Quando colocamos um pedaço de gelo na palma da mão, o gelo “derrete” (se funde) e temos a sensação de frio.

II. Mesmo no verão, quando uma pessoa sai da piscina ou do mar, ela tem a sensação de frio.



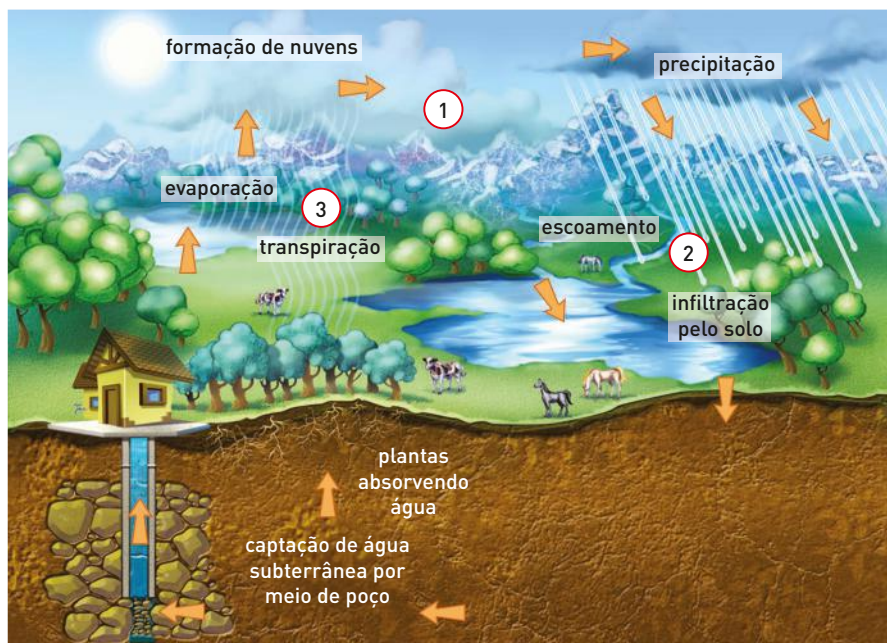
Mandav/Shutterstock



Clarissa Leahy/Stone/Getty Images

Como você pode explicar essas duas situações, relacionando as mudanças de estado à absorção ou liberação de calor?

5. Acompanhe a explicação sobre o ciclo da água.



Ampla Arena Estúdio/Arquivo da editora

A evaporação da água forma massas de ar úmido que, quando resfriadas, formam as nuvens (1). A água, então, volta à terra, alimentando as fontes subterrâneas de água (lençóis freáticos), rios, lagos, etc. (2), antes de evaporar novamente (3), fechando o ciclo.

A água, quando cai sob a forma de chuva, dissolve os gases presentes no ar: oxigênio, nitrogênio e também o dióxido de carbono. Este, ao se dissolver na água, forma um ácido: o ácido carbônico. Assim, toda chuva é ligeiramente ácida.

Com base no texto e nos seus conhecimentos prévios, responda:

- Em qual faixa de temperatura provavelmente se encontra a água da chuva? **Entre 0 °C e 100 °C.**
- Em que estado físico se encontra a água perdida na transpiração das plantas pelas folhas? **Vapor.**
- Explique o aparecimento da água líquida na parte externa (superfície) de um copo que contém água gelada. **Condensação do vapor de água ao encontrar uma superfície fria.**

6. (Enem)

O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase, e a compreensão dessas transformações é fundamental para entender o ciclo hidrológico.

Numa dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.

Disponível em: <<http://www.keroagua.blogspot.com>>. Acesso em: 30 mar. 2009 (adaptado).

A transformação mencionada no texto é a:

- fusão.
- liquefação.
- evaporação.
- solidificação.
- condensação.

7. (Cefet-MG) Os estados de agregação das partículas de um material indeterminado possuem algumas características diferentes, conforme mostra a Figura 1. Por outro lado, as mudanças de estado físico desse mesmo material são representadas por meio de uma curva de aquecimento que correlaciona valores de temperatura com a quantidade de energia fornecida sob a forma de calor, apresentada na Figura 2.

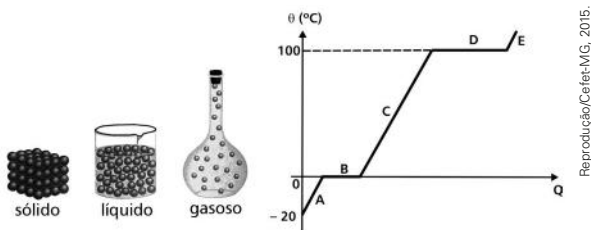


Figura 1

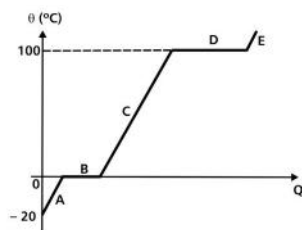
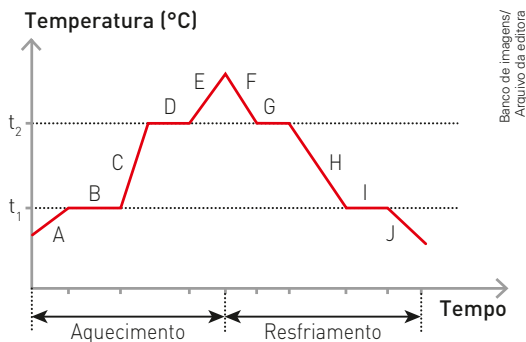


Figura 2

Uma relação entre os dados da Figura 2 e os estados de agregação da Figura 1 permite estabelecer que

- B - gasoso, D - líquido, E - sólido.
- A - sólido, C - líquido, E - gasoso.
- A - sólido, B - líquido, C - gasoso.
- C - sólido, D - líquido, E - gasoso.

8. Certa quantidade de uma substância foi aquecida em um recipiente apropriado, sendo depois resfriada. O gráfico a seguir indica a variação da temperatura com o tempo e as mudanças de estado observadas durante o experimento. Observe o gráfico e responda aos itens de I a IV.



- I. Indique em que trechos a substância é encontrada somente no estado:

- sólido. **A-J**
- líquido. **C-H**
- gasoso. **E-F**
- sólido e líquido. **B-I**
- líquido e gasoso. **D-G**

- II. Considere os valores t_1 e t_2 de temperatura e indique:

- temperatura de fusão. **Temperatura de fusão = t_1**
- temperatura de ebulição. **Temperatura de ebulição = t_2**
- temperatura de condensação. **Temperatura de condensação = t_2**
- temperatura de solidificação. **Temperatura de solidificação = t_1**

- III. A passagem de A até E envolve absorção ou liberação de calor? **Absorção.**

- IV. A passagem de F até J envolve absorção ou liberação de calor? **Liberação.**

9. Gálio e rubídio são dois metais visualmente muito parecidos e apresentam as seguintes propriedades físicas:

Metal	TF (°C)	TE (°C)	d (g/cm³)
gálio	29,8	2403	5,9
rubídio	39	686	1,53

Considerando esses dados, responda às questões:

- Qual o estado físico dos dois metais em um dia com temperatura de 25 °C? **Sólido.**
- Qual o estado físico dos dois metais em um deserto em que a temperatura chega a 45 °C? **Líquido.**
- Como você identificaria esses metais, sem dispor de nenhum equipamento, em um dia com temperatura de 25 °C? **Pela densidade.**

10. (UPE) Em um local de alta umidade, colocou-se um pedaço de uma **substância simples, metálica na palma da mão**. Conforme mostrado na figura abaixo, olha o que aconteceu após um tempinho...



Reprodução UPE, 2016.

Esse fenômeno exemplifica

- a) a influência da umidade no derretimento do potássio metálico.
- x b) o baixo ponto de fusão do gálio, quando comparado a outros metais.
- c) a fusão do mercúrio por causa do fornecimento de energia térmica pela mão.
- d) a formação de uma solução de mercúrio, tendo o suor como solvente.
- e) o derretimento de uma liga de gálio à baixa temperatura.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Unirio-RJ)



A partir do 5º quadrinho, Calvin começa a se tornar líquido por um processo físico de:

- a) condensação.
 - x b) fusão.
 - c) sublimação.
 - d) evaporação.
 - e) solidificação.
2. "A evaporação é lenta e superficial e depende do calor do ambiente, da ventilação e da umidade do ar." Pensando na afirmação acima, responda: em quais das seguintes situações a roupa colocada no varal seca mais rapidamente? Explique.
3. Leia o poema e depois responda aos itens que seguem.

Cai chuva, molha a terra.
Águas limpas ficam impuras.
Vem o sol, aquece a água,
E o vapor vai para as alturas.

O vapor sobe, limpinho.
Em sujeira, nem se pensa.
Porém, lá em cima é tão frio,
Que o vapor logo condensa.

Nuvens cinza, nuvens brancas,
Tempestade ou chuva fina.
É água que volta à Terra!
E o vaivém não termina.

E assim, num ciclo eterno
Que a natureza inventou,
A água que hoje é suja,
Amanhã já se limpou.

Disponível em: <<http://educar.sc.usp.br/ciencias/recursos/agua.html>>. Acesso em: 12 mar. 2016.

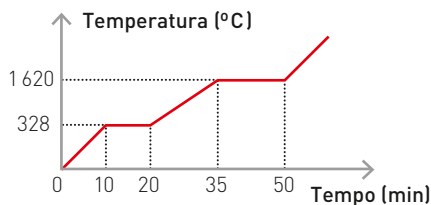
- a) O que os versos acima explicam, de maneira simplificada? **O ciclo da água.**
b) Qual é o nome das mudanças de estado físico mencionadas nos versos? **Evaporação e condensação.**
c) Explique o significado da frase: "A água que hoje é suja, / Amanhã já se limpou". **A água que evapora é pura.**

4. (Unitins-TO) Naftaleno é um hidrocarboneto aromático com núcleos condensados ($C_{10}H_8$) comercializado na forma de lâminas ou pequenas bolas, como produto antitraça. Com o passar do tempo, essas bolinhas desaparecem. Isso ocorre devido à mudança de estado físico chamada:

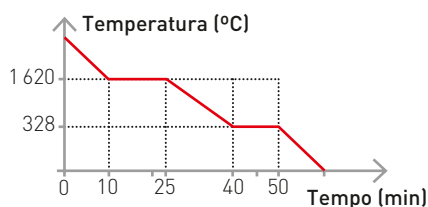
- a) sublimação.
b) ebulição.
c) fusão.
d) condensação.
e) evaporação.

5. Observe os gráficos a seguir, que mostram as mudanças de estado físico da substância pura chumbo quando submetida a:

- aquecimento



- resfriamento



Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

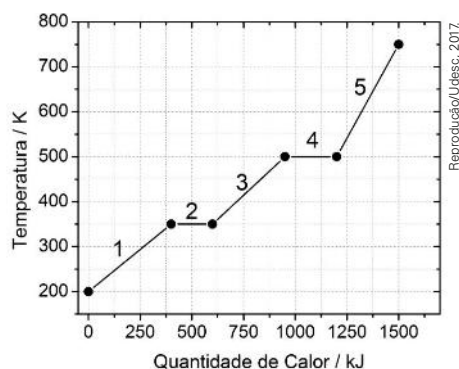
I. Indique, durante o aquecimento:

- a) a temperatura de fusão (TF); **328 °C**
b) a temperatura de ebulição (TE); **1620 °C**
c) o estado físico aos 5 min; **Sólido**
d) o estado físico aos 15 min; **Sólido e líquido**
e) o estado físico aos 30 min; **Líquido**
f) o estado físico aos 40 min; **Líquido e gasoso**
g) o estado físico aos 55 min. **Gasoso**

II. Indique, durante o resfriamento:

- a) a temperatura de liquefação; **1620 °C**
b) a temperatura de solidificação. **328 °C**

6. (Udesc) O gráfico abaixo representa a temperatura de uma amostra, inicialmente no estado sólido, em função da quantidade de calor absorvida.



Analise as proposições em relação aos números, indicados no gráfico, referentes aos estados físicos da matéria e às suas características.

- I. No estado líquido a substância assume a forma do recipiente que o contém. No gráfico, esse estado está representado pelo número 3.
II. O número 2 representa mudança de estado físico, conhecida como sublimação.
III. Uma das características do estado gasoso é que as partículas que formam a matéria estão bastante afastadas, dispersas no espaço. Devido a isso, nesse estado físico a matéria pode ter a forma e o volume variáveis. No gráfico, este estado físico está representado pelo número 5.
IV. O número 1 representa o estado sólido, que é caracterizado por a substância apresentar volume e forma fixos. Para a amostra em questão, o estado sólido é predominante até a temperatura de 350 K.
V. A ebulição está representada pelo número 4, e este processo é caracterizado pela passagem do estado líquido para o sólido.
Assinale a alternativa correta.

- x a) Somente as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.
 b) Somente a afirmativa I é verdadeira.
 c) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
 d) Somente as afirmativas I, II, III e V são verdadeiras.
 e) Somente as afirmativas I, IV e V são verdadeiras.

7. (UTFPR) Em uma noite de inverno rigoroso uma dona de casa estendeu as roupas recém-lavadas no varal, expostas ao tempo. Pela manhã as roupas congelaram, em função do frio intenso. Com a elevação da temperatura no decorrer da manhã, começou a pingar água das roupas, em seguida elas ficaram apenas úmidas, e elas logo estavam secas. Ocorreram nestas roupas, respectivamente, as seguintes passagens de estados físicos:

- a) solidificação, evaporação e fusão.
 x b) solidificação, fusão e evaporação.
 c) fusão, solidificação e evaporação.
 d) fusão, evaporação e solidificação.
 e) evaporação, solidificação e fusão.

8. (UFRRJ)

Onda de calor mata mais de 120 pessoas na Ásia. A temperatura mais alta foi registrada no distrito de Sibi, na Província do Baluquístão, no Paquistão, onde o calor chegou a 52 °C.

Publicidade. Folha On-Line, agosto 2006. Disponível em: <<http://www1.folha.uol.com.br/folha/mundo/ult94u303366.shtml>>. Acesso em: 13 mar. 2014.

A notícia acima ilustra as possíveis consequências do descalço com a natureza. A tabela a seguir indica o ponto de fusão e o ponto de ebulição de algumas substâncias presentes no nosso cotidiano.

	Ponto de fusão (°C) (1 atm)	Ponto de ebulição (°C) (1 atm)
Éter etílico	-116	34
Álcool	-114	78
Naftaleno	80	217

Essas substâncias, quando expostas à mesma temperatura registrada no distrito de Sibi (52 °C), apresentam-se, respectivamente, nos estados:

- a) líquido, gasoso e líquido.
 b) gasoso, líquido e gasoso.
 c) líquido, gasoso e sólido.
 d) sólido, líquido e sólido.
 x e) gasoso, líquido e sólido.

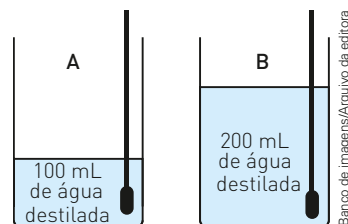
9. (Col. Naval-RJ) Analise a tabela a seguir, considerando os pontos de fusão (PF) e ebulição (PE), a 1 atm de pressão, das substâncias.

Substância	PF (°C)	PE (°C)
Cloro	-101,0	-34,6
Flúor	-219,6	-188,1
Bromo	-7,2	-58,8
Mercúrio	-38,8	356,6
Iodo	113,5	184

Sendo assim, é correto afirmar que, a 50 °C, encontram-se no estado líquido:

- a) cloro e flúor.
 b) cloro e iodo.
 c) flúor e bromo.
 x d) bromo e mercúrio.
 e) mercúrio e iodo.

10. Dois copos, A e B, contendo respectivamente 100 mL e 200 mL de água destilada, são aquecidos uniformemente com a mesma fonte de calor.



Sendo t_A e t_B os tempos gastos para iniciar a ebulição nos copos A e B; TE_A e TE_B as temperaturas de ebulição nos copos A e B, podemos afirmar:

- a) $t_A = t_B$; $TE_A = TE_B$.
 b) $t_A < t_B$; $TE_A < TE_B$.
 c) $t_A > t_B$; $TE_A > TE_B$.
 d) $t_A > t_B$; $TE_A = TE_B$.
 x e) $t_A < t_B$; $TE_A = TE_B$.

Leia o texto para responder às questões 11 e 12. Maria, a Judia, filósofa grega e famosa alquimista, viveu por volta do ano 273 a.C. Ela é mencionada pelos primeiros alquimistas da História sempre com extremo respeito.

Entre suas invenções está o banho-maria, que recebeu esse nome em sua homenagem. Essa invenção é utilizada tanto em laboratórios químicos como na indústria, além de ser usada na culinária para aquecer, lenta e uniformemente, qualquer substância líquida ou sólida contida em um recipiente, que deverá ser colocado dentro de outro no qual há água fervendo ou quase.

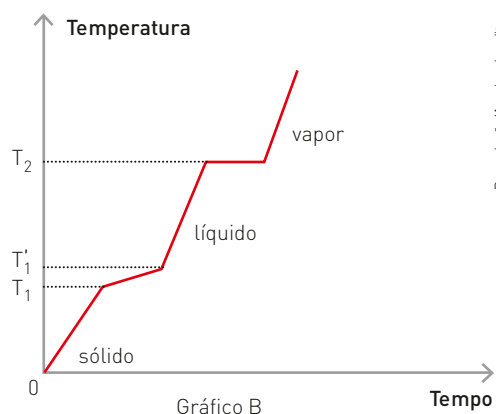
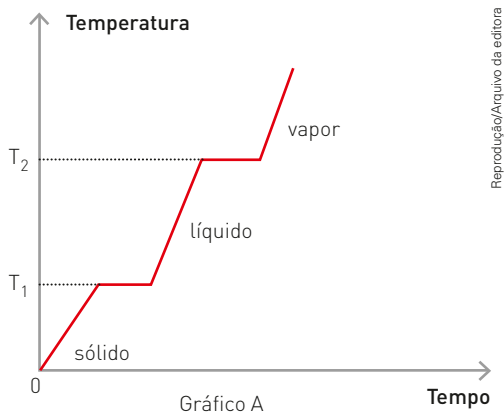


Chocolate sendo derretido em banho-maria.

No banho-maria, quando o líquido utilizado é a água, essas substâncias nunca são submetidas a uma temperatura superior a 100 °C, pois a temperatura de ebulição da água, em condições normais de pressão, é exatamente 100 °C. Para atingir temperaturas mais elevadas, pode-se usar azeite.

11. A temperatura de uma substância, submetida ao processo de banho-maria com água descrito no texto, será:
- sempre superior a 100 °C, porque a fonte de calor é constante.
 - sempre igual a 100 °C, porque o calor da água passa para a substância aquecida.
 - sempre inferior a 100 °C, porque é a temperatura de ebulição da substância em banho-maria.
 - ☒ igual ou inferior a 100 °C, porque a temperatura máxima será a de ebulição da água.
 - igual ou superior a 100 °C, porque a água transfere calor constantemente para a substância aquecida.
12. No processo descrito, para atingir temperaturas mais elevadas, pode-se usar:
- azeite porque este deve apresentar menor temperatura de ebulição.
 - ☒ azeite porque este deve apresentar maior temperatura de ebulição.
 - azeite e água porque formam uma mistura homogênea, atingindo temperatura superior a 100 °C.
 - água porque, aumentando-se a fonte de calor fornecida, se atinge temperatura superior a 100 °C.
 - água porque não é recomendada a utilização de outra substância para o aquecimento.

13. (UEL-PR) Propriedades físicas como densidade, ponto de fusão e ponto de ebulição são importantes para identificar e diferenciar quando um sistema é composto por uma substância pura ou por uma mistura. Analise os gráficos a seguir, que representam mudanças de estado físico.



Em relação às mudanças de estado físico, é correto afirmar:

- O segmento T_1 T_1' no gráfico B caracteriza uma substância pura.
- O gráfico A representa a mudança de estado físico de uma mistura eutética.
- ☒ O gráfico B representa a mudança de estado físico de uma mistura azeotrópica.
- O gráfico A representa a mudança de estado físico de uma mistura trifásica.
- O gráfico B representa a mudança de estado físico de uma mistura que apresenta ponto de ebulição não definido.

14. (Unicamp-SP)

O controle da umidade do solo, através da irrigação, pode contribuir substancialmente para a melhoria de rendimento da produção de algodão no Nordeste do Brasil, permitindo a sua produção, principalmente nas áreas semiáridas da região.

No entanto, o uso da irrigação implica necessariamente a acumulação gradativa de sais na superfície do solo, o que pode trazer reflexos negativos sobre a produção agrícola.

(Adaptado de <http://www.cbmamona.com.br/pdfs/IRR-05.pdf>. Acesso em: 13 mar. 2014.)

Desse texto, pode-se inferir que os sais dissolvidos na água da irrigação se acumulam na superfície do solo em função

- da rápida filtração da água de irrigação, pois no Nordeste o solo é muito arenoso e as chuvas são escassas.
- da sublimação da água de irrigação, após a água se transformar nos gases H_2 e O_2 , devido à alta temperatura na superfície.
- da sublimação da água de irrigação, associada à escassez de chuva no Nordeste.
- ☒ da evaporação da água de irrigação e da escassez de chuva no Nordeste.

Desafiando seus conhecimentos

1. [Cefet-RJ] O café solúvel é obtido a partir do café comum dissolvido em água. A *solução é congelada* e, a seguir, diminui-se bruscamente a pressão. Com isso, a *água passa direta e rapidamente para o estado gasoso*, sendo eliminada do sistema por sucção. Com a remoção da água do sistema, por esse meio, resta o café em pó e seco. Identifique as mudanças de estado físico ocorridas neste processo:

- a) solidificação e fusão.
- b) vaporização e liquefação.
- c) fusão e ebulição.
- x d) solidificação e sublimação.**

2. Uma prática culinária comum é colocar o alimento para cozinhar ou esquentar em banho-maria. Considere a figura ao lado, que esquemmatiza uma possível montagem do banho-maria:

Sabendo que a temperatura de ebulição da água é $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ e que o alimento *x* tem temperatura de fusão $120\text{ }^{\circ}\text{C}$, analise as seguintes afirmações:

- I. Enquanto houver água no recipiente, o alimento não sofrerá fusão.
- II. A temperatura da água em ebulição atingirá o valor de $400\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- III. Se a temperatura da chapa reduzir para $390\text{ }^{\circ}\text{C}$, a temperatura da água em ebulição reduzirá $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Das afirmações acima, estão corretas:

- x a) I, somente.**
- b) II, somente.
- c) II e III, somente.
- d) I e III, somente.
- e) III, somente.



Banco de imagens/Arquivo da editora

3. [UFU-MG]



Reprodução/Arquivo da editora

Fonte: Ciclo hidrológico. Adaptado de AHRENS, C. D. Meteorology Today 9th Edition.

A figura ilustra o ciclo da água, sendo que sua análise permite inferir que

- a) a água evaporada dos oceanos provoca chuvas esparsas com concentração salina proporcional àquela observada do mar.
- x b) o processo de transpiração faz parte do ciclo hidrológico e está relacionado à umidade relativa do ar.**
- c) a temperatura elevada das montanhas faz com que, mesmo durante o verão, a precipitação ocorra na forma de neve.
- d) o fenômeno químico observado na mudança de estado da água de líquida para gasosa seja um processo exotérmico.

4. (UTFPR) Na Química, para se caracterizar um determinado material são utilizadas, dentre outras, quatro constantes físicas: ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade e solubilidade que constituem um “quarteto fantástico”. Em um laboratório, foram obtidos os dados da tabela abaixo, relativos a propriedades específicas de amostras de alguns materiais.

Materiais	Massa (g) a 20 °C	Volume (cm ³)	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
A	115	100	80	218
B	174	100	650	1120
C	74	100	-40	115
D	100	100	0	100

Considerando os dados da tabela, analise as afirmações seguintes.

- I. À temperatura de 25 °C, os materiais C e D estão no estado líquido.
 - II. Massa e volume são propriedades específicas de cada material.
 - III. Se o material B for insolúvel em D, quando for adicionado a um recipiente que contenha o material D ele deverá afundar.
 - IV. Se o material A for insolúvel em D, quando for adicionado a um recipiente que contenha o material D ele deverá flutuar.
 - V. À temperatura de 20 °C, a densidade do material C é igual a 0,74 g/mL.
- Das afirmações acima, são corretas, apenas:

- x a) I, III e V. b) II, III e IV. c) III, IV e V. d) I e V. e) I, III e IV.

5. (UEPG-PR) Com base na tabela abaixo, que apresenta a temperatura de fusão e ebulição de algumas substâncias a 1 atm, analise as informações apresentadas e assinale o que for correto.

Substância	Temperatura de fusão (0 °C)	Temperatura de ebulição (0 °C)
Água	0	100
Cloro	-101	-35
Oxigênio	-218	-183
Ácido sulfúrico	10	338

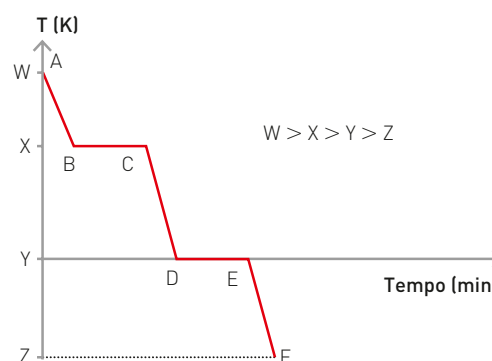
- 01) À temperatura ambiente, todas as substâncias são líquidas.
- 02) Na temperatura de 150°C, apenas o ácido sulfúrico é líquido.
- 04) Numa mesma temperatura em que se pode encontrar a água e o ácido sulfúrico no estado sólido já se pode encontrar o cloro e o oxigênio no estado gasoso.
- 08) A temperatura de ebulição dos gases cloro e oxigênio tende a aumentar em altitudes elevadas.

Soma: 02 + 04 = 06.

6. (Unicap-PE) Observe o gráfico:

Indique quais dos itens são verdadeiros.

- a) O gráfico apresenta o resfriamento de uma solução de sulfato de sódio.
- b) No trecho DE, temos a liquefação da substância.
- x c) De A para B, temos o resfriamento de (W - X) K da substância.
- x d) Não poderemos resfriar a substância à temperatura inferior a Z K, desde que Z = 0 K.
- e) No trecho AB, a substância está no estado físico mais organizado.

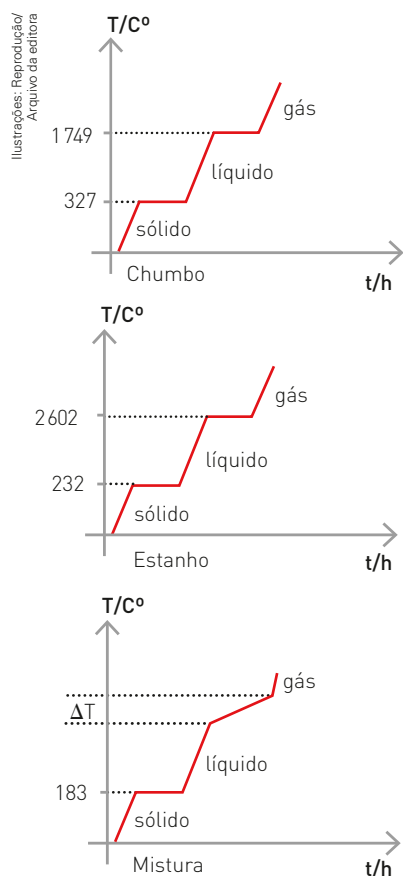


Reprodução/Arquivo da editora

7. (Vunesp-SP) No campo da metalurgia é crescente o interesse nos processos de recuperação de metais, pois é considerável a economia de energia entre os processos de produção e de reciclagem, além da redução significativa do lixo metálico.

E este é o caso de uma microempresa de reciclagem na qual desejava-se desenvolver um método para separar os metais de uma sucata, composta de aproximadamente 63% de estanho e 37% de chumbo, usando aquecimento.

Entretanto, não se obteve êxito nesse procedimento de separação. Para investigar o problema, foram comparadas as curvas de aquecimento para cada um dos metais isoladamente com aquela da mistura, todas obtidas sob as mesmas condições de trabalho.



[37% Chumbo / 63% Estanho]

Considerando as informações das figuras, é correto afirmar que a sucata é constituída por uma:

- ☒ a) mistura eutética, pois funde a temperatura constante.
- ☐ b) mistura azeotrópica, pois funde a temperatura constante.
- ☐ c) substância pura, pois funde a temperatura constante.
- ☐ d) suspensão coloidal que se decompõe pelo aquecimento.
- ☐ e) substância contendo impurezas e com temperatura de ebulição constante.

8. (UEL-PR) A massa e o volume dos materiais A, B e C foram determinados a 30 °C; amostras sólidas dos três materiais foram aquecidas, mantendo a temperatura controlada a partir de 0 °C durante todo esse processo de aquecimento.

Os gráficos abaixo representam os resultados obtidos.

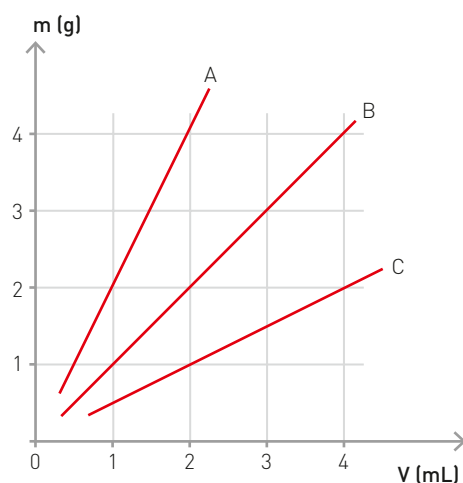


Figura I

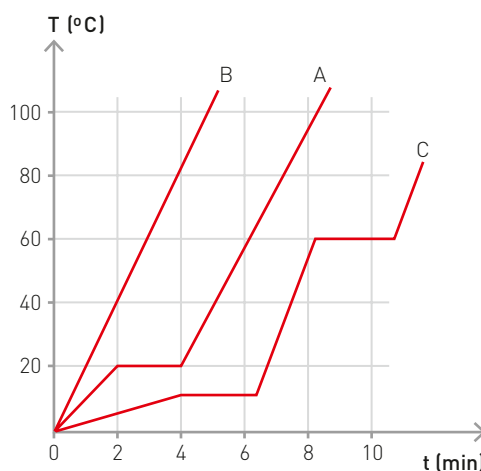


Figura II

A massa e o volume da amostra de um dos três materiais foram determinados a 30 °C, encontrando-se os valores de 25 g e 50 mL, respectivamente. Com base nessa informação e nas figuras I e II, é *incorreto* afirmar com relação à amostra:

- ☒ a) O seu ponto de ebulição é de 60 °C.
- ☒ b) É constituída do material mais denso entre os três.
- ☐ c) Durante a determinação da massa e do volume, ela se encontrava no estado líquido.
- ☐ d) A 80 °C, ela será um gás.
- ☐ e) É constituída do material C.

Atividade prática

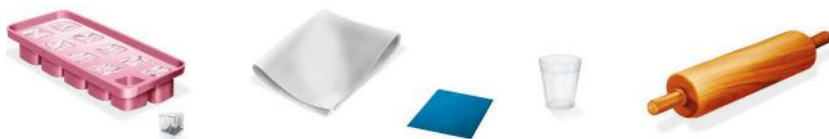
De onde surge a água?

Objetivo

Observar mudanças de estado físico da água e avaliar a validade de hipóteses explicativas.

Material

- 1 fôrma com gelo
- 1 rolo de massa
- 1 pano de prato
- 1 pedaço de cartolina
- 1 copo transparente



Procedimento

I. Coloque alguns cubos de gelo no pano de prato, dobrando-o sobre o gelo, de modo que ele fique embrulhado.



II. Triture o gelo utilizando o rolo de massa.



III. Despeje o gelo triturado no copo, que deve estar seco.



IV. Cubra o copo contendo gelo com o pedaço de cartolina e espere alguns minutos.



V. Remova a cartolina e observe o fundo do copo. A seguir, passe o dedo pela parte interna superior do copo, sem encostar no gelo.



VI. Passe outro dedo pela parte externa do copo.



Verifique o que acontece e, em seguida, responda às questões:

1. Em quais estados físicos se encontra a água presente no fundo do copo?
2. Qual mudança de estado você observou?
3. Em qual estado físico se encontra a água que ficou retida em seu dedo quando você tocou a parte interna superior do copo?
4. Como se formaram as gotículas de água na superfície interna superior do copo?
5. Em qual estado físico se encontra a água que ficou retida em seu dedo quando você tocou a parte externa do copo?
6. Suponha que um estudante, ao observar os resultados desse experimento, tenha formulado a seguinte hipótese: "A água líquida encontrada no lado externo do copo é proveniente da água contida dentro do copo, que atravessou o vidro, pois ele é poroso".
 - a) O que você responderia a ele?
 - b) Como você procederia para provar a ele seu argumento?

Composição da matéria

A matéria está presente em tudo que nos cerca: nas sacolas de compras, na escova de dentes, no creme dental, no sabonete, no gás oxigênio que inspiramos e no gás carbônico que expiramos. E está presente em nós mesmos, pois nosso corpo é formado de matéria.

Toda a matéria existente na natureza é constituída de partículas denominadas átomos. Os átomos, por serem muito pequenos, não são visíveis a olho nu nem com o auxílio de microscópios comuns, mas sua existência é evidenciada por experimentos.

Para simplificar nosso estudo, representaremos os átomos por esferas com tamanhos e cores diferentes. Veja alguns exemplos:

Representação de um átomo do elemento hidrogênio, cujo símbolo é H: 

Representação de um átomo do elemento oxigênio, cujo símbolo é O: 

Os átomos podem se unir originando moléculas, e cada tipo de molécula caracteriza uma substância. As moléculas podem ser representadas por uma fórmula, que é um modo de indicar a quantidade de átomos que constituem a molécula.

Por exemplo, a molécula da substância água é formada por dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio.

2 átomos de hidrogênio: 

1 átomo de oxigênio: 

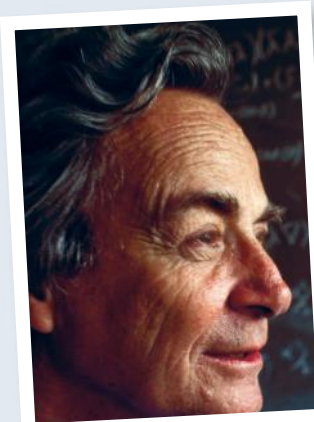
A molécula de água pode ser representada por: 

E é representada pela seguinte fórmula: H_2O

Todas as coisas são feitas de átomos ou moléculas

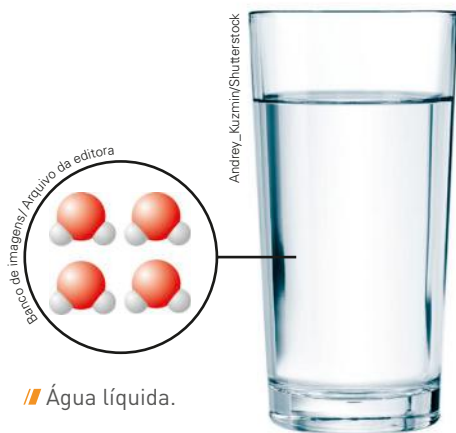
Físico ganhador do Prêmio Nobel de Física e professor do Instituto de Tecnologia na Califórnia (EUA), Richard Feynman, em uma palestra para estudantes de Física do primeiro ano, disse que o conceito mais importante de todo o conhecimento humano é que todas as coisas são feitas de átomos. Essa ideia simples – que todas as coisas são feitas de átomos e moléculas – explica muito sobre o nosso mundo e nossa experiência em contato com as coisas do mundo. Há uma conexão direta entre o mundo dos átomos e das moléculas e o mundo que eu e você experimentamos todos os dias. Os químicos exploram essa conexão e procuram compreendê-la. Uma boa e simples definição de Química é que ela é uma ciência que procura compreender como a matéria se comporta ao estudar como os átomos e moléculas se comportam.

Fonte: TRO, N. J. *Introductory Chemistry Essentials*. 5th. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2011. Texto traduzido pelo autor.



Kevin Fleming/Corbis/Getty Images

// Richard Feynman (1918-1988).



Substâncias puras

Em Química, diferente do que acontece no cotidiano, quando utilizamos os termos “água” ou “água pura”, estamos nos referindo a um material formado somente por água. Essa substância pura apresenta temperaturas de fusão e de ebulição constantes e densidade característica.

Para a água, à pressão de 1 atm, temos:

TF	TE	Densidade a 4 °C
0 °C	100 °C	1,0 g/cm ³

Cada substância, quando pura, tem características próprias e bem definidas. Vejamos alguns exemplos, a 25 °C:



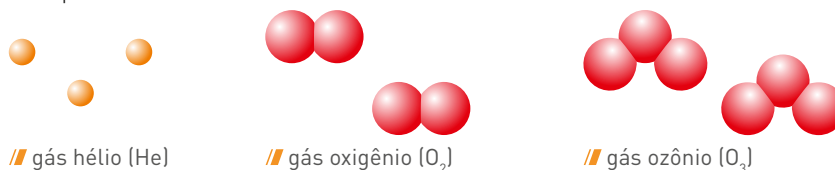
Assim, podemos conceituar:

Substância pura: material que apresenta TF e TE constantes a uma dada pressão e densidade característica em determinada temperatura e pressão.

Substâncias puras simples e compostas

A substância formada por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico é classificada como **substância pura simples** ou apenas **substância simples**.

Exemplos:



Quando determinada substância tem suas moléculas formadas por dois ou mais elementos químicos, ela é classificada como **substância pura composta** ou, simplesmente, **substância composta**.

Exemplos:



Misturas

A água da chuva é formada por água e várias substâncias, como sais minerais e poluentes, por isso ela é uma mistura.

Pelo mesmo motivo, a água potável, a água mineral, a água do rio e a água do mar também são misturas.

Nas várias formas em que encontramos a água na natureza, e dependendo das substâncias que estão misturadas a ela, sua temperatura varia durante a fusão e a ebulição, bem como sua densidade.

Assim, podemos conceituar misturas:

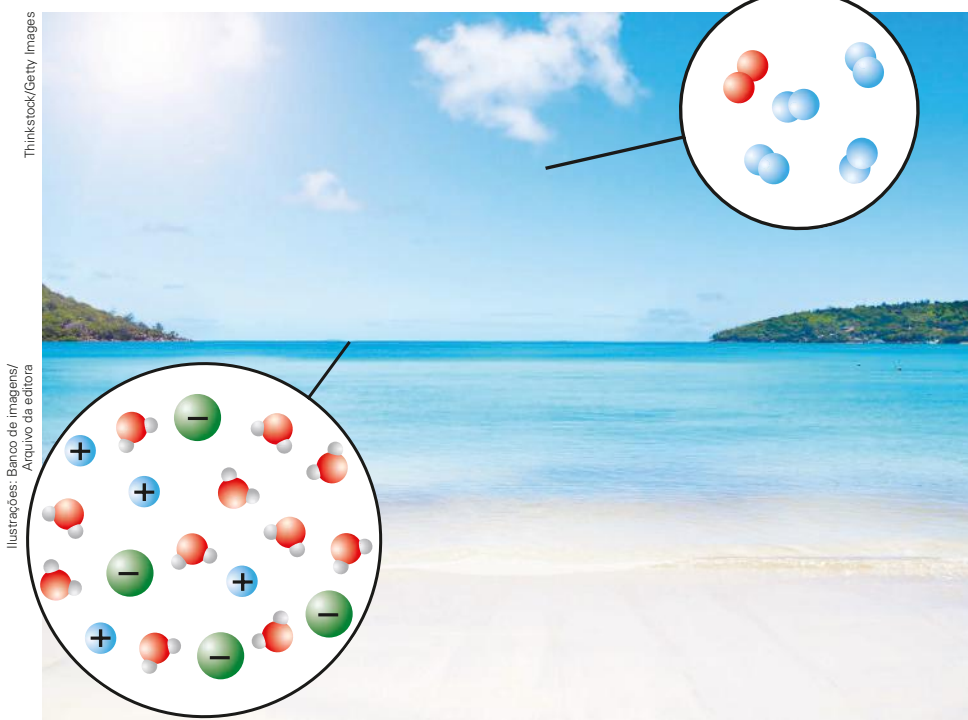
Misturas: materiais em que a fusão e a ebulição ocorrem em determinada faixa de temperatura e apresentam densidades diferentes em função de sua composição, pois são constituídos por mais de uma substância (componente).



Jupiter Unlimited/Other Images

A maioria dos materiais que nos cerca e que utilizamos são misturas.

// Quando chove, a água da chuva dissolve várias substâncias presentes no ar atmosférico, tais como: O_2 , N_2 , CO_2 e outros gases.



Ilustrações: Banco de Imagens/
Arquivo da editora

// O ar atmosférico é uma mistura constituída principalmente por gás nitrogênio e gás oxigênio. Já a água do mar é uma mistura de água e sais, principalmente o cloreto de sódio.

Uma característica das misturas é que seus componentes podem ser separados por processos físicos (assunto que será estudado no Capítulo 7). Por exemplo, se recolhermos uma amostra de água do mar e deixarmos a água evaporar, restará no fundo do recipiente um material sólido de cor branca, formado pelos sais que estavam dissolvidos nela.



Sérgio Dotta Jr./The Next

// O álcool utilizado como combustível de automóvel é uma mistura de etanol (álcool etílico) e água.

Tipos de mistura

As misturas podem ser classificadas em função do seu aspecto visual.

Fotos: Rita Barreto/Fotoarena



// Mistura de água e groselha.

Observando a mistura água + groselha, verificamos que ela apresenta aspecto uniforme e as mesmas características em qualquer ponto de sua extensão. Assim, uma amostra retirada de qualquer parte dessa mistura terá a mesma composição. Devido ao seu aspecto uniforme, dizemos que essa mistura apresenta uma **única fase**, sendo classificada como uma **mistura homogênea**.

A mistura água + óleo não apresenta aspecto uniforme, mas sim dois aspectos visuais distintos, isto é, apresenta **duas fases** com características diferentes, sendo classificada como uma **mistura heterogênea**.

Com base nessas considerações, podemos estabelecer:

Fase: cada uma das porções que apresenta aspecto visual homogêneo (uniforme), o qual pode ser contínuo ou não, mesmo quando observado ao microscópio comum.

Acervo do autor/Arquivo da editora



Dessa maneira, as misturas são classificadas de acordo com seu número de fases:

Mistura homogênea: toda mistura que apresenta uma única fase. É também chamada de **solução**.

Água de torneira, vinagre, ar, álcool hidratado, gasolina, soro caseiro, soro fisiológico e algumas ligas metálicas são exemplos de misturas homogêneas muito conhecidas.

Todas as misturas formadas apenas por gases, quaisquer que sejam, são sempre misturas homogêneas. O ar, sem partículas sólidas em suspensão, é uma solução gasosa.

Mistura heterogênea: toda mistura que apresenta pelo menos duas fases.

// Mistura de água e óleo.

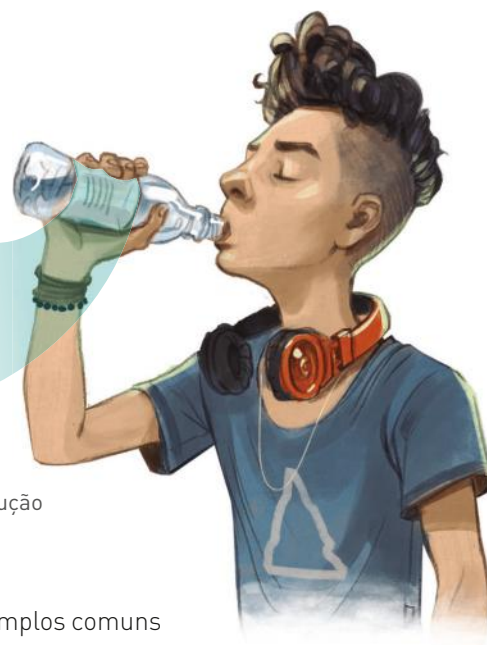
Volodymyr Nikitenko/Shutterstock



// O bronze é uma mistura homogênea sólida. Essa liga metálica é formada pela mistura de cobre (Cu) e estanho (Sn).

COMPOSIÇÃO QUÍMICA	(mg/L)
Bicarbonato	5,20
Cálcio	0,64
Cloreto	1,45
Estrôncio	0,006
Fluoreto	0,02
Magnésio	0,28
Nitrato	0,20
Potássio	0,59
Sódio	1,57
Sulfato	0,40

Cristina Xavier/Acervo da fotografia

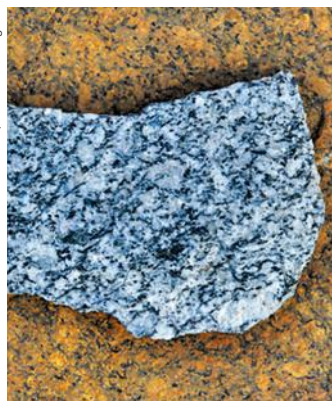


// A água mineral é uma solução que apresenta vários sais dissolvidos.

Leonardo Conceição/Arquivo da editora

Água e óleo, areia, madeira, granito, sangue e leite são alguns exemplos comuns de misturas heterogêneas.

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo



// O granito é formado por três sólidos – quartzo, feldspato e mica – e apresenta três fases.

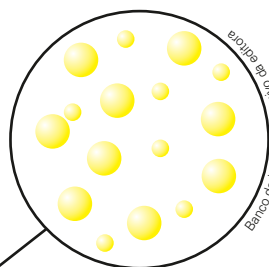


// A mistura de salitre (1), carvão (2) e enxofre (3), em proporções adequadas, é conhecida como pólvora. A pólvora apresenta três fases.

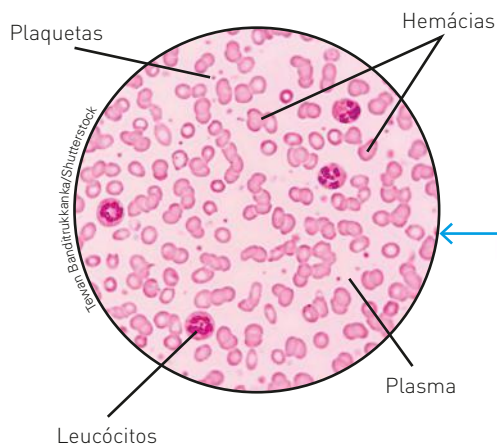


Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Coprid/Shutterstock



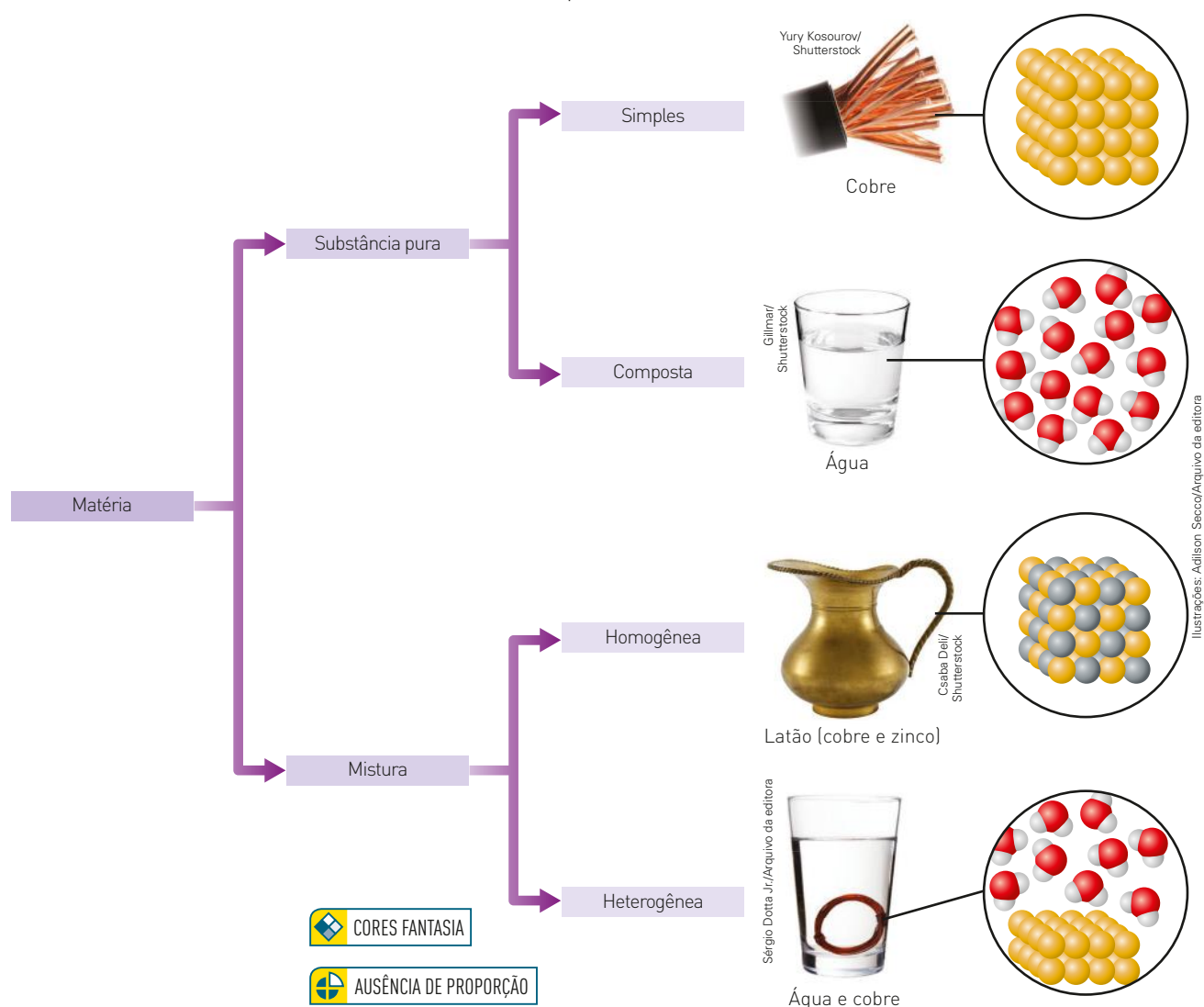
Banco de Imagens/Arquivo da editora



EsHanPhor/Shutterstock

// Algumas misturas só revelam seu caráter heterogêneo se observadas ao microscópio. O leite é considerado uma mistura heterogênea. O mesmo ocorre com o sangue.

Reunindo em um esquema os conceitos estudados, teremos:



Sistemas

Qualquer porção do Universo que seja submetida à observação é um sistema. Um sistema pode ser uma substância pura ou uma mistura e, de acordo com seu aspecto visual macroscópico, pode ser classificado em **sistema homogêneo** ou **sistema heterogêneo**.

Sistema homogêneo: é composto de uma ou mais substâncias e apresenta aspecto contínuo, ou seja, é constituído por uma única fase.

Exemplos: água pura (substância pura) e água mineral (mistura homogênea constituída por mais de uma substância, conforme indicado no rótulo da garrafa da página 75).

Sistema heterogêneo: é composto de uma ou mais substâncias e apresenta aspecto descontínuo, ou seja, é constituído por mais de uma fase.

Note que esse tipo de sistema também pode ser constituído por uma única substância em diferentes estados físicos ou por mais de uma substância. Veja a seguir alguns exemplos.

Rita Barreto/Fotografia



// No sistema água e gelo há duas fases. Cada uma delas, porém, apresenta em sua constituição somente água; logo, esse sistema é heterogêneo, constituído por uma substância pura em diferentes estados físicos.

Fabio R. Martins/Arquivo do fotógrafo



// O sistema água e óleo também apresenta duas fases. Cada uma delas é constituída por uma substância diferente; logo, esse sistema é heterogêneo, formado por uma mistura de substâncias.

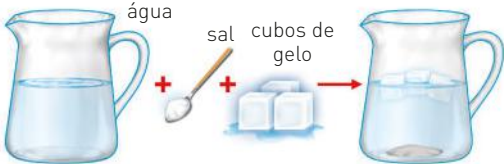
Resumindo, temos:

Sistema homogêneo (uma fase)	• Substância pura: um componente. • Mistura homogênea: mais de um componente.
Sistema heterogêneo (mais de uma fase)	• Substância pura: um componente em diferentes estados físicos. • Mistura heterogênea: mais de um componente.

Importante:

- uma substância pura pode formar sistemas homogêneos ou heterogêneos, dependendo dos estados físicos em que ela se apresenta;
- as misturas homogêneas formam sistemas homogêneos, e as misturas heterogêneas formam sistemas heterogêneos;
- o número de fases do sistema nem sempre é igual ao número de componentes envolvidos;
- sistemas homogêneos apresentam apenas uma fase, e sistemas heterogêneos apresentam mais de uma fase.

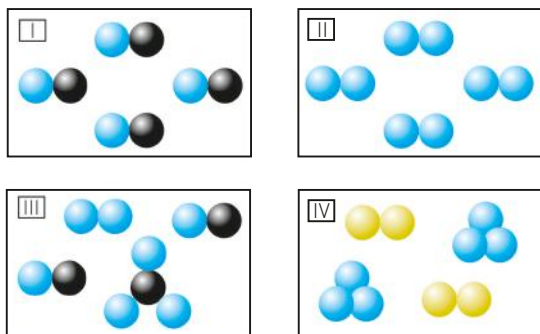
Veja alguns exemplos que relacionam os conceitos vistos neste capítulo:

Exemplo	Classificação
ar atmosférico seco gás nitrogênio: 78% gás argônio: 1% gás oxigênio: 21% gás carbônico: $\cong 0,03\%$	• sistema homogêneo: monofásico (uma fase) • mistura homogênea • 4 componentes
soro caseiro 	• sistema homogêneo: monofásico • mistura homogênea • 3 componentes
água com sal e gelo 	• sistema heterogêneo: trifásico (três fases) • mistura heterogênea • 2 componentes

Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora

Exercício resolvido

No esquema a seguir, estão representados quatro sistemas (de I a IV) formados por moléculas constituídas de três tipos de átomos (X, Y e Z), representados por ,  e  respectivamente.



Responda às perguntas seguintes relativas à classificação desses sistemas.

- Qual(is) é(são) substância(s) pura(s) simples?
- Qual(is) é(são) substância(s) pura(s) composta(s)?
- Qual(is) é(são) mistura(s)?
- Quantos componentes apresenta cada sistema?
- No caso dos sistemas com mais de um componente, quantos componentes são substâncias simples e quantos são substâncias compostas?

Solução:

Inicialmente, vamos verificar a composição de cada um dos sistemas:

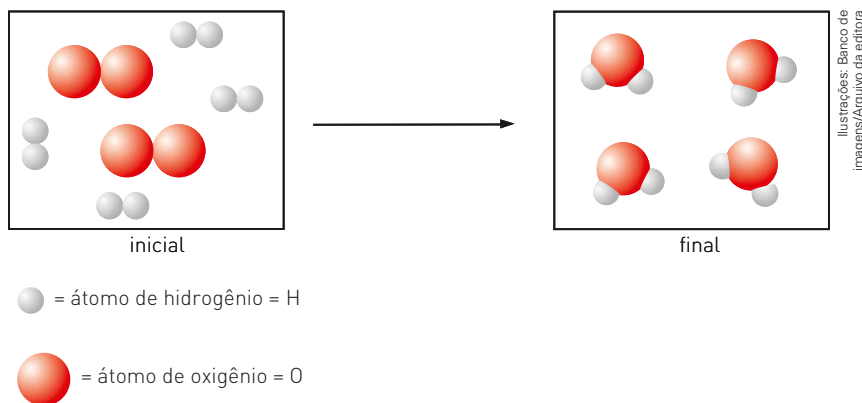
- Sistema I — composição  — substância pura composta
- Sistema II — composição  — substância pura simples
- Sistema III — composição    — mistura de 3 componentes
- Sistema IV — composição   — mistura de 2 componentes

- II
- I
- III e IV
- I e II = 1 componente
III = 3 componentes
IV = 2 componentes
- III = 1 substância simples e 2 compostas
IV = 2 substâncias simples

Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

Fundamentando seus conhecimentos

O esquema abaixo representa os estados inicial e final de um sistema no qual ocorre uma reação química.



Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

- No estado inicial, temos uma substância pura ou uma mistura?
- No estado final, temos uma substância pura ou uma mistura?

3. Escreva as fórmulas dos gases presentes no sistema inicial.
4. Escreva a fórmula do produto da reação.
5. Classifique os materiais cujo nome está destacado nas legendas das fotografias a seguir como substância pura ou mistura.

I.



// As alianças são feitas de **ouro 18 quilates** (liga metálica formada por 75% de ouro e 25% de cobre e/ou prata).

II.



// O **suco de laranja** é rico em vitamina C.

III.



// A água que chega a nossa casa foi tratada e se tornou **água potável**.

IV.



// O sal encontrado em maior quantidade na água do mar é o **cloreto de sódio**, componente do sal de cozinha.

V.



// O **suor** é um dos fatores responsáveis pela manutenção de nossa temperatura corpórea.

VI.



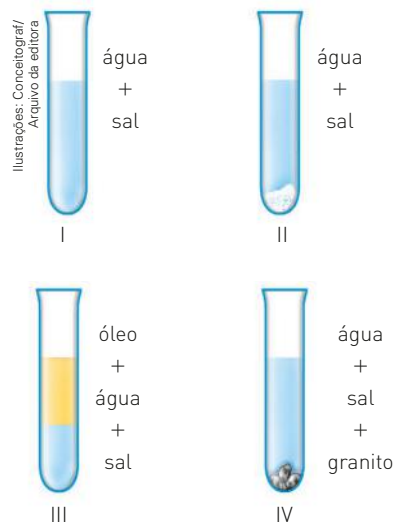
// O **cobre** apresenta cor avermelhada e é o metal mais utilizado em instalações elétricas.

Considere as ilustrações para responder às questões **6 a 11**.

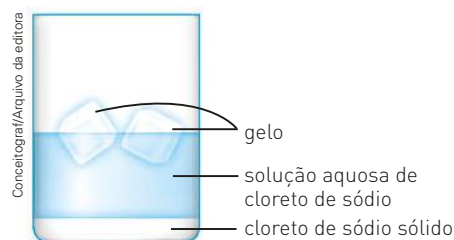


Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora

6. Quais das ilustrações representam substâncias puras?
7. Quais são misturas?
8. Quais são sistemas homogêneos?
9. Quais são sistemas heterogêneos?
10. Em qual frasco temos uma mistura heterogênea?
11. Em qual frasco temos uma mistura homogênea?
12. Identifique o número de fases e de componentes nos sistemas a seguir:



13. Qual é o número de fases e de componentes de um sistema constituído por uma solução aquosa de cloreto de sódio, cloreto de sódio sólido (não dissolvido) e dois cubos de gelo?



Observe as imagens a seguir:

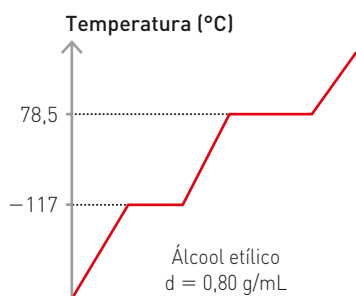
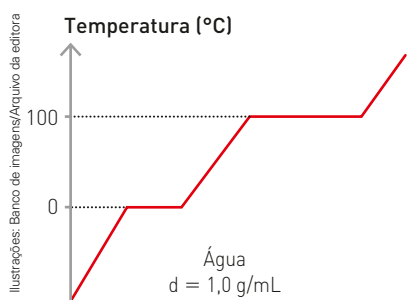


// O Brasil tem a maior reserva de água doce do mundo, e a maior parte dela se localiza na região Norte. Na fotografia, barco navega pelo rio Amazonas, em Parintins (AM).



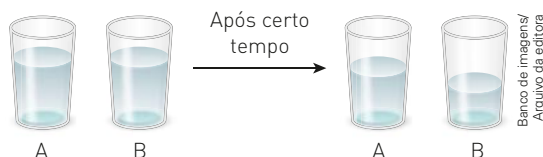
// O álcool etílico ou etanol é uma das mais importantes fontes de energia renovável. O Brasil é o maior produtor mundial, utilizando a cana-de-açúcar. Colheita mecanizada de cana-de-açúcar em Planalto (SP).

Veja algumas propriedades físicas de substâncias puras, água e álcool comum, a uma pressão de 1,0 atm.



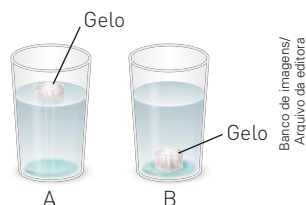
A respeito dessas duas substâncias, utilizando os conceitos estudados e o conhecimento adquirido ao longo da sua vida, responda às questões 14 a 21.

14. A água presente na fotografia do rio Amazonas é uma substância pura ou uma mistura?
15. A água do rio Amazonas, se submetida a um aquecimento, apresentaria temperatura de ebulição constante?
16. Observe o esquema.



Associe os copos A e B com o álcool e a água.

17. Tanto o álcool como a água são substâncias voláteis. Qual delas é a mais volátil? Como você chegou a essa conclusão?
18. Se você colocar um copo com água e outro copo com álcool no congelador, após certo tempo vai notar que uma das substâncias congelou e a outra não. Qual delas congelou e por que a outra não congelou?
19. Observe a ilustração:



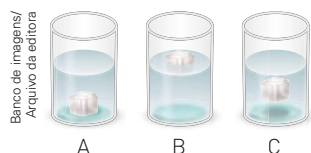
Quais são os líquidos contidos em A e B? Justifique.

20. Entre quais valores deve estar compreendida a densidade do álcool hidratado (o álcool hidratado é uma mistura de álcool e água)?



// Parte do rótulo de um frasco de álcool (etanol) comercializado.

21. Em cada um dos sistemas representados a seguir, a fase sólida é um bloco de gelo, e a fase líquida pode ser água, álcool ou uma mistura de álcool e água.



Com relação a esses sistemas, quais são as afirmativas corretas?

- I. A fusão parcial do gelo em A pode levar à situação representada em C.

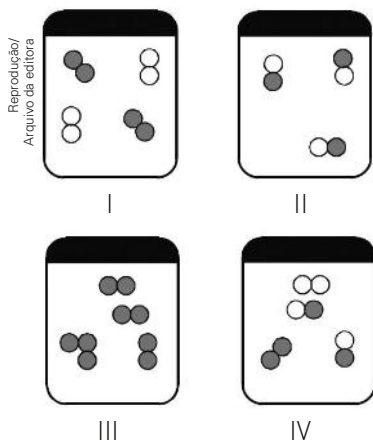
- II. A fusão parcial do gelo em B pode levar à situação representada em C.
III. A adição de água ao sistema B pode levar à situação representada em C.
IV. A adição de álcool ao sistema B pode levar à situação representada em C.

Observação: quando dizemos "pode levar à situação representada em C", não estamos levando em conta as quantidades dos componentes representadas no sistema C, mas a situação nele representada.

22. Em relação à ilustração da questão 21, em quais sistemas temos substância pura ou misturas?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Cefet-MG) As figuras a seguir constituem os sistemas fechados, nos quais as bolinhas representam átomos.

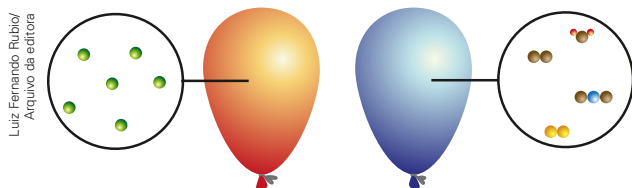


Considerando-se as ilustrações, as misturas são representadas por:

- a) I e II. x c) I, III e IV.
b) III e IV. d) II, III e IV.

Uma festa de aniversário foi decorada com dois tipos de balões.

Diferentes componentes gasosos foram usados para encher cada tipo de balão. As figuras observadas representam as substâncias presentes no interior de cada balão.



Com base nas informações, responda às questões 2 a 4.

2. Nos balões laranja e azul existe substância pura ou mistura? Balão laranja: substância pura.
Balão azul: mistura.

3. Quantos componentes existem em cada balão? Balão laranja: 1. Balão azul: 4.

4. Classifique o conteúdo de cada balão quanto à homogeneidade. Ambos homogêneos, pois são mistura de gases.

5. Escreva o número de fases e de componentes dos seguintes sistemas:

- a) Uma amostra de ar isenta de poeira composta por 78% de gás nitrogênio, 21% de gás oxigênio e 1% de argônio.
b) Um frasco com álcool etílico hidratado e granito.
c) Um pires com sal e açúcar sólidos.

6. (Cefet-SC) Em um laboratório de química, em condições ambientais, foram preparadas as seguintes misturas:

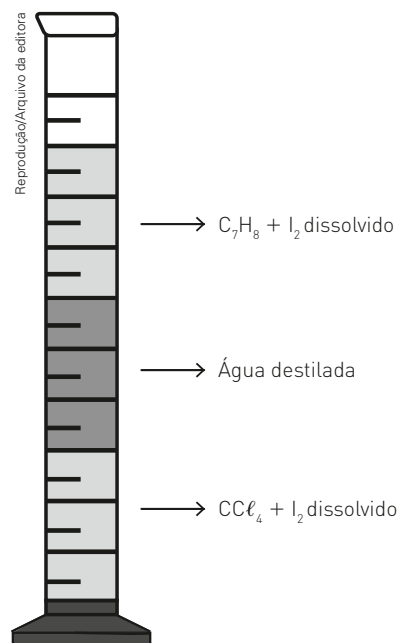
- I. gasolina + areia.
II. água + gasolina.
III. gás oxigênio + gás nitrogênio.
IV. água + sal.
V. água + álcool.

Quais misturas podem ser homogêneas?

- x a) III, IV e V, somente.
b) II, III e IV, somente.
c) IV e V, somente.
d) I, II e IV, somente.
e) I e II, somente.

7. (UTFPR) O soro hospitalar é formado por uma solução aquosa de cloreto de sódio e glicose. Esse sistema apresenta:
- uma fase e um componente.
 - três fases e um componente.
 - uma fase e dois componentes.
 - três fases e três componentes.
 - uma fase e três componentes.
8. (Cefet-SC) Quando uma garrafa de água gaseificada é aberta, formam-se bolhas de dióxido de carbono. Nessa situação, o sistema água + gás forma:
- uma substância simples.
 - uma mistura homogênea.
 - uma solução.
 - uma mistura heterogênea.
 - uma substância composta.
9. (UEL-PR) Um rapaz pediu sua namorada em casamento, presenteando-a com uma aliança de ouro 18 quilates. Para comemorar, sabendo que o álcool é prejudicial à saúde, eles brindaram com água gaseificada com gelo, ao ar livre. Os sistemas: ouro 18 quilates, água gaseificada com gelo e ar atmosférico são, respectivamente:
- substância heterogênea, mistura heterogênea e mistura homogênea.
 - mistura heterogênea, mistura homogênea e substância homogênea.
 - substância homogênea, mistura heterogênea e mistura homogênea.
 - mistura homogênea, mistura heterogênea e mistura homogênea.
 - mistura heterogênea, substância homogênea e substância heterogênea.
10. (UPM-SP) Granito, refresco de xarope de groselha, água mineral fluoretada e sangue visto ao microscópio são, respectivamente, exemplos de misturas:
- homogênea, homogênea, heterogênea e heterogênea.
 - heterogênea, heterogênea, homogênea e homogênea.
 - homogênea, heterogênea, heterogênea e homogênea.
 - heterogênea, homogênea, homogênea e heterogênea.
 - heterogênea, homogênea, homogênea e homogênea.

11. (UFRGS-RS) Indique o sistema que não corresponde a uma mistura homogênea:
- gasolina filtrada.
 - ar puro.
 - aço inoxidável.
 - granito.
 - uísque.
12. (UFPR) Numa proveta de 100 mL, foram colocados 25 mL de CCl_4 , 25 mL de água destilada e 25 mL de tolueno (C_7H_8). A seguir, foi adicionada uma pequena quantidade de iodo sólido (I_2) ao sistema. O aspecto final pode ser visto na figura a seguir:

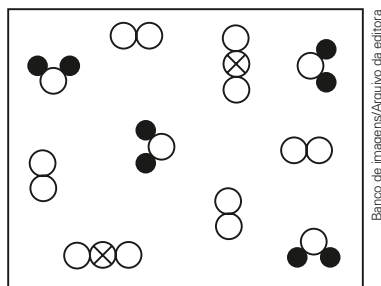


Pode-se dizer que o número de fases e o número de componentes presentes no sistema esquematizado são de:

- 3 e 4.
 - 1 e 3.
 - 1 e 5.
 - 3 e 4.
 - 2 e 3.
13. (Uece) O tratamento da água que a CAGECE distribui consiste basicamente na adição de sulfato de alumínio, cloro, flúor e outros produtos químicos. A água, após o tratamento, classifica-se como:
- mistura homogênea.
 - mistura heterogênea.
 - mistura azeotrópica.
 - substância simples.

Desafiando seus conhecimentos

1. Considere que ● representa H, ⊗ representa C e ○ representa O.



A respeito do sistema a seguir:

- É uma substância pura ou uma mistura?
- Escreva a fórmula das substâncias presentes.
- Escreva a fórmula da substância simples.
- Escreva as fórmulas das substâncias compostas.

2. (Ufla-MG) O ácido acetilsalicílico (C₉H₈O₄) é utilizado como analgésico e constituído por:

- 60% de carbono;
- 35,5% de oxigênio;
- 4,5% de hidrogênio.

Baseando-se nas informações anteriores, pode-se afirmar que o ácido acetilsalicílico é:

- ☒ a) uma substância composta.
☐ b) uma mistura.
☐ c) um elemento.
☐ d) uma substância simples.

3. (Unirio-RJ)

A vida na Terra depende de dois processos básicos: a fotossíntese e a fixação biológica do nitrogênio. Por meio da fotossíntese, plantas e microrganismos convertem o dióxido de carbono (gás carbônico) atmosférico em moléculas orgânicas, liberando gás oxigênio como subproduto. A fixação biológica do nitrogênio (...) é operada por bactérias.

Fonte: *Scientific American*, 2004.

Baseando-se no texto, indique:

- a) duas substâncias químicas dentre as citadas.
b) uma substância composta.
4. (Vunesp-SP) Uma amostra de água do rio Tietê, que apresentava partículas em suspensão, foi submetida a processos de purificação obtendo-se, ao final do tratamento, uma solução límpida e cristalina. Em relação às amostras de água co-

lhidas antes e depois do tratamento, podemos afirmar que correspondem, respectivamente, a:

- a) substâncias composta e simples.
b) substâncias simples e composta.
c) misturas homogênea e heterogênea.
☒ d) misturas heterogênea e homogênea.
e) mistura heterogênea e substância simples.
5. (Cefet-CE) Aplicando os conceitos fundamentais da matéria e da energia, é correto afirmar que:
- a) toda mistura de dois sólidos é sempre homogênea.
b) uma mistura de vários gases pode ser homogênea ou heterogênea, dependendo da proporção entre os mesmos.
c) toda mistura de um líquido mais um gasoso (gás) sempre é homogênea.
d) as misturas água + sal e gasolina + álcool são homogêneas em quaisquer proporções.
☒ e) uma substância pura pode constituir um sistema heterogêneo, quando mudando de fase.

6. (UFPE) Considere os vasos I, II e III a seguir:



Qual das alternativas corresponde à identificação mais adequada dos seus conteúdos?

- a) vaso I (zinco + água);
vaso II (querosene + água);
vaso III (cloreto de sódio + água).
☒ b) vaso I (cloreto de sódio + água);
vaso II (querosene + água);
vaso III (zinco + água).
c) vaso I (querosene + água);
vaso II (zinco + água);
vaso III (cloreto de sódio + água).
d) vaso I (cloreto de sódio + água);
vaso II (zinco + água);
vaso III (querosene + água).
e) vaso I (zinco + água);
vaso II (cloreto de sódio + água);
vaso III (querosene + água).

7. (Ufes) Dada a tabela:

Mistura (T = 25 °C)	Substância A	Substância B
I	água	+ álcool etílico
II	água	+ sal de cozinha
III	água	+ gasolina
IV	gás oxigênio	+ gás carbônico
V	carvão	+ enxofre

Resultam misturas homogêneas:

- a) I, II e III. c) I, II e V. e) III, IV e V.
 x b) I, II e IV. d) II, IV e V.

8. (PUC-SP) Considere as substâncias que se seguem e seus correspondentes estados de agregação nas condições ambientes:

- I. Cloreto de potássio (sólido).
 II. Bromo (líquido).
 III. Água (líquido).
 IV. Monóxido de carbono (gasoso).
 V. Nitrogênio (gasoso).

Dentre essas substâncias, aquelas que misturadas em quaisquer proporções sempre formam sistemas monofásicos são:

- x a) IV e V. d) III e V.
 b) I e III. e) III e IV.
 c) II e III.

9. (UFRGS-RS) Considere as seguintes propriedades de três substâncias líquidas:

Substâncias	Densidade (g/mL a 20 °C)	Solubilidade em água
hexano	0,659	insolúvel
tetracloreto de carbono	1,595	insolúvel
água	0,998	—

Misturando-se volumes iguais de hexano, tetracloreto de carbono e água, será obtido um sistema:

- a) monofásico.
 b) bifásico, no qual a fase sobrenadante é o hexano.
 c) bifásico, no qual a fase sobrenadante é o tetracloreto de carbono.
 d) trifásico, no qual a fase intermediária é o tetracloreto de carbono.
 x e) bifásico ou trifásico, dependendo da ordem de colocação das substâncias durante a preparação da mistura.

Informação: o hexano e o tetracloreto de carbono são líquidos miscíveis entre si.

10. (UTFPR) As pesquisas científicas têm mostrado que a existência de outras formas de vida fora da Terra passa pela busca de substâncias químicas que possam suportar esta hipótese. Até o momento já foram divulgadas notícias sobre a existência, em Europa, uma das 4 luas de Júpiter, de água (H₂O), uma mistura de compostos formada pela presença de oxigênio (O), enxofre ionizado (S) e gelo, além da suspeita de substâncias que poderiam ser formadas por cloro (Cl) e sais de carbonato (CO₃²⁻); no cometa Lovejoy foi noticiada a existência de etanol (CH₃CH₂OH) e um glicolaldeído de açúcar (OHCH₂CHO); na atmosfera do planeta Marte noticiou-se a existência de vapor d'água (H₂O), e dos gases nitrogênio (N₂), monóxido de carbono (CO), óxido nítrico (NO), metano (CH₄) e gás carbônico (CO₂), entre outros. Sobre as substâncias químicas citadas no enunciado, assinale a alternativa correta.

- a) Em Marte as substâncias citadas são todas compostas.
 b) O etanol e o glicolaldeído de açúcar apresentam a mesma quantidade de átomos.
 c) O gás carbônico representa uma mistura homogênea de carbono e oxigênio.
 d) As substâncias simples citadas no texto compreendem N₂, O₂, S₈, Cl₂ e H₂O.
 x e) Em Europa atribui-se a existência de pelo menos 5 elementos químicos H, Cl, S, C e O.

EXPLORE SEU MUNDO

Sistema homogêneo ou heterogêneo?

Pegue uma garrafa de água mineral com gás e leia o seu rótulo.

- a) Você pode concluir que se trata de uma substância pura ou de uma mistura? O sistema é homogêneo ou heterogêneo?
 b) Abra a garrafa, observe a água e responda: o sistema é homogêneo ou heterogêneo? O número de componentes se alterou?
 c) Como você pode explicar as suas observações?

Água do mar

A água dos mares e oceanos contém vários sais, cuja salinidade (quantidade de sal dissolvida na água) varia de acordo com a região em que foram colhidas amostras. O mar Vermelho, por exemplo, é o que apresenta maior salinidade — aproximadamente 40 g de sais dissolvidos para cada litro de água (40 g/L). Já o mar Báltico é o que apresenta menor salinidade — em média 30 g/L.

Cerca de 80% (em massa) dos sais dissolvidos na água são constituídos de cloreto de sódio; nos outros 20% são encontrados vários sais, como o cloreto de magnésio e o sulfato de magnésio.

Com base nas informações, responda às perguntas **1** a **7**.

1. A água do mar é substância pura ou mistura?
2. Caso você tenha considerado a água do mar como uma mistura, ela será homogênea ou heterogênea?
3. Qual substância, não mencionada no texto e que se encontra também dissolvida na água dos mares, permite a existência de peixes?
4. Considere uma balança de dois pratos, como a representada ao lado. Se, no prato A, for colocado 1 L de água do mar Vermelho e, no prato B, 1 L de água do mar Báltico:
 - a) eles permanecem nivelados?
 - b) A sobe e B desce?
 - c) A desce e B sobe?Justifique sua resposta.



5. Considere as seguintes amostras, todas contendo 1 L:

x — água do mar Vermelho

y — água do mar Báltico

z — água do mar do litoral brasileiro

Quais situações abaixo estão corretas?



I



II



III



IV



V



VI

Ilustrações: Lâpis 13B/Arquivo da editora

6. Se 1000 L de água do mar Vermelho fossem totalmente evaporados, qual massa de resíduo sólido (sais) seria obtida? E quanto dessa massa corresponderia ao cloreto de sódio?
7. Esboce um gráfico indicando as mudanças de estado para a água do mar partindo do estado sólido.

Separando misturas

Observe as imagens a seguir. O que elas têm em comum?



Marcos André/Opção Brasil Imagem

// Café sendo coado.



Ernesto Reghran/Pulsar Imagens

// Trabalhador rural peneirando café.



Chico Ferreira/Pulsar Imagens

// Separação de resíduos para reciclagem.



Rabbitmindphoto/Shutterstock

// Realização de destilação simples em laboratório.

Métodos de separação

Misturas heterogêneas

Existem muitos outros processos físicos utilizados para separar os componentes de uma mistura heterogênea. Alguns são utilizados nas atividades diárias de muitas pessoas. Vejamos alguns deles.

Sólido + sólido

Levitação

A levitação é realizada em um dos processos do garimpo do ouro, no qual o garimpeiro usa uma bateia para separar o ouro da areia. A levitação é usada para separar sólidos de densidades diferentes, geralmente com o auxílio da água corrente. A areia, por ser menos densa que o ouro, é arrastada pela água corrente; o ouro, por ser mais denso, permanece no fundo da bateia.

Tamisação

Os pedreiros usam a tamisação, também chamada de peneiração, para separar a areia mais fina de pedrinhas. Ou seja, essa técnica consiste em separar sólidos com diferentes tamanhos.

Em instituições financeiras como bancos, por exemplo, há máquinas que separam as moedas de acordo com seu tamanho. Nesse caso, a tamisação é executada por um aparelho.

Catação

A catação é utilizada em um processo vital para o meio ambiente e a preservação dos recursos naturais: a separação de materiais de valor comercial, encontrados no lixo, para reciclagem.

É o caso das latas de alumínio e outros metais, dos plásticos, como o PET, de vidros e de papéis. A seleção inicial desses materiais, em casa, na escola ou em qualquer estabelecimento, é feita manualmente; cada tipo de material é depositado nos recipientes apropriados. Esse processo manual é denominado catação.

Depois, em locais próprios para o processamento do lixo, a separação continua.



Kersti Lindstrom/Shutterstock

// O garimpeiro apanha uma porção de água, terra e cascalho com a bateia. Ele balança e descarta parte do conteúdo. Como o ouro é mais denso do que a terra e o cascalho, ele fica no fundo da bateia, enquanto o que é menos denso é eliminado.



Anouk Garcia/fyba

// Separação de sólidos de diferentes tamanhos, também chamada de peneiração.



Creativ Studio Henemann/Westend61/Getty Images

// As moedas, por apresentarem tamanhos diferentes, podem ser separadas por uma máquina.



Zanone Fraissat/Folhapress

// Separação de materiais para reciclagem.

Texto I

Tecnologia; consumo e dor

Em Bisie [no Congo], milhares de pessoas se dedicam a procurar um dos minérios que, muitos estágios depois, se transformam em componentes dos celulares que todos usam. Foi lá que o diretor conseguiu as imagens mais impactantes de seu documentário, *Blood In The Mobile* (Sangue no Celular, em tradução livre). [...]

[O documentário] é um ruído desagradável em um mundo dominado por máquinas e pelo consumo destas. O filme alerta que as matérias-primas que fazem este século 21 ser tão bem informado e conectado muitas vezes vêm de lugares que remetem aos tempos da escravidão.

Disponível em: <<http://blogs.estadao.com.br/link/tecnologia-consumo-e-dor/>>. Acesso em: 3 ago. 2017.

Texto II

Reciclagem do lixo eletrônico

Nas últimas décadas, o rápido progresso da indústria de informática e tecnologia tem levado a um aumento na produção e no consumo de produtos eletroeletrônicos cada vez mais modernos.

A escalada do consumo, aliado ao fato de que esses produtos rapidamente são considerados obsoletos, sendo assim trocados em intervalos de tempo muito curtos, tem tornado o descarte desses aparelhos um problema de considerável magnitude nos países desenvolvidos e em desenvolvimento, sendo atualmente o tipo de resíduo sólido que mais aumenta no mundo. A composição da denominada sucata eletrônica é apresentada na tabela abaixo.

Material	Quantidade
Plásticos	20,6%
Ferro/aço	47,9%
Metais não ferrosos	12,7%
Vidro	5,4%
Placas de circuito impresso	3,1%
Madeira	2,6%
Outros	7,7%

Fonte: GERBASE, A. E.; OLIVEIRA, C. R. Reciclagem do lixo de informática: uma oportunidade para a Química. *Química Nova na Escola*, São Paulo, v. 34, n. 7, p. 1486-1492, 2012. Disponível em: <<http://www.scielo.br/pdf/qn/v35n7/v35n7a35.pdf>>. Acesso em: 13 out. 2017.

Assim, o acúmulo de lixo eletrônico tem se tornando um problema de ordem mundial, uma vez que em pouco tempo é possível que não haja espaço físico adequado para sua armazenagem ou as condições adequadas para a realização da reciclagem do material.

O relatório do Programa das Nações Unidas para o Meio Ambiente (PNUMA) traz que são produzidos 40 milhões de toneladas de lixo eletrônico por ano no mundo, principalmente nos países desenvolvidos. Os resíduos eletroeletrônicos apresentam uma série de metais pesados como parte de sua composição, como apresentado na tabela abaixo:

Componentes eletrônicos	Componente perigoso	Riscos à saúde
Monitores de computador e televisores.	Chumbo	Danos aos sistemas nervoso, circulatório e renal, e dificuldade de aprendizagem em crianças.
Placas de circuitos de impressoras, transmissores e interruptores, baterias de produtos eletrônicos.	Mercúrio	Danos permanentes ou fatais ao cérebro e aos rins.
Interruptores, transmissores e placas de circuito.	Arsênio	Danos pequenos à pele, aos pulmões e câncer linfático.
Baterias de equipamentos eletrônicos e cabos, placas de circuito.	Cádmio	Danos aos rins, aos pulmões e câncer de próstata.

Fonte: GERBASE, A. E.; OLIVEIRA, C. R. Reciclagem do lixo de informática: uma oportunidade para a Química. *Química Nova na Escola*, São Paulo, v. 34, n. 7, p. 1486-1492, 2012. Disponível em: <<http://www.scielo.br/pdf/qn/v35n7/v35n7a35.pdf>>. Acesso em: 13 out. 2017.

Assim, o depósito inadequado desses resíduos em aterros pode levar à contaminação do solo e das águas.

Mas então qual é a alternativa possível para minimizar o acúmulo desse tipo de resíduo?

Uma opção consideravelmente relevante e que vem sendo incentivada por iniciativas governamentais e privadas é a reciclagem.

A reciclagem do lixo eletrônico envolve basicamente a reciclagem dos monitores descartados, dos plásticos associados aos produtos e dos componentes presentes nas placas de circuito.

O início do processo de reciclagem ocorre por meio da identificação daqueles aparelhos que ainda podem ser reutilizados e doados e da posterior separação do material das peças daqueles que não têm mais uso.

Separados os aparelhos que não serão mais utilizados, estes passam por um processo de desmontagem, de modo que a carcaça, a bateria, o vidro e a placa de circuito sejam separados, uma vez que o destino desses componentes no processo é diferente.

A **carcaça** do aparelho é inicialmente submetida a um processo físico de trituração, de modo que os resíduos desse processo serão separados com base na sua densidade e vendidos para empresas que utilizam esses materiais plásticos.

O **vidro** da tela dos aparelhos apresenta metais com potencial tóxico, como o chumbo e o arsênio, e pode ser separado de acordo com o tipo; então é submetido também a um processo físico de moagem e a um posterior tratamento para ser vendido para as empresas que utilizam o vidro como matéria-prima.

As **pilhas e baterias** apresentam em sua composição substâncias tóxicas, que podem contaminar o solo e a água se não forem descartadas de forma adequada. Alguns desses componentes contêm em sua composição chumbo, cádmio e mercúrio, e seus compostos são classificados como lixo perigoso pela Associação Brasileira de Normas Técnicas – ABNT. Eles são geralmente utilizados em aparelhos de telefonia móvel ou fixa, câmeras fotográficas e alguns aparelhos eletroeletrônicos, como jogos e brinquedos. Após seu esgotamento, as pilhas e baterias não devem ser jogadas no lixo comum, sendo assim separadas e destinadas a empresas específicas que farão o descarte correto.

As **placas de circuito impresso** não são recicladas no Brasil; elas são direcionadas para o exterior, para países como os EUA e a Suíça, que realizam tal tipo de reciclagem. Essas placas são submetidas a três tipos de processo de reciclagem: mecânico, químico ou térmico.

- **Reciclagem mecânica:** o objeto passa pelo processo de moagem, sendo fragmentado em partes menores. Após a moagem, são submetidos à técnica de separação de misturas chamada de **peneiração**, uma vez que serão separados por diferença de tamanho. Posteriormente, os componentes magnéticos e não magnéticos são separados através da utilização de um ímã (**separação magnética**).
- **Reciclagem química:** é feita por meio da reação dos componentes com ácidos, havendo assim a dissolução dos metais. Os ácidos utilizados são principalmente o ácido sulfúrico e uma mistura chamada água-régia, composta de ácido nítrico e ácido clorídrico.
- **Reciclagem térmica:** consiste na aplicação do processo de pirometalurgia, que é um processo no qual os minérios e metais são aquecidos para posterior conversão em metais puros e ligas. O processo pode ser qualquer um dos seguintes: secagem, torrefação, fundição, refinação e liga, entre outros.

É importante notar que a reciclagem de lixo eletrônico ainda é relativamente nova e apresenta grande espaço para crescimento, sendo profundamente necessária, uma vez que, com o avanço tecnológico das sociedades aliado a uma cultura fundamentada no consumismo, o descarte dos resíduos eletrônicos apresenta potencial de crescimento nas próximas décadas.

Texto elaborado com base em: <<http://www.ecycle.com.br/component/content/article/44-guia-da-reciclagem/1823-o-lixo-eletronico-elixo-ewaste-reciclar-reciclagem-equipamentos-aparelhos-televisao-tubo-monitor-crt-computador-celular-bateria-placas-memoria-hd-disco-rigido-entenda-riscos-saude-contaminacao-meio-ambiente-metais-toxicos-descartar-corret.html>> e <<http://www.scielo.br/pdf/qn/v35n7/v35n7a35.pdf>>. Acessos em: 13 out. 2017.



Designpics/Glow Images

Separação magnética

Quando é necessário separar um material ferromagnético (que é atraído por ímãs) de materiais não ferromagnéticos, utiliza-se um método conhecido como separação magnética. Essa técnica é utilizada na coleta seletiva do lixo, na qual os metais, como peças de ferro, são separados com o auxílio de um eletroímã.

// Separação de metais para serem levados à reciclagem. O ímã atrai metais como o ferro, o níquel e o cobalto, por exemplo, mas não atrai o alumínio.

Dissolução fracionada

Nesse método, exemplificado na sequência de imagens abaixo, apenas um dos componentes da mistura dissolve-se em um líquido.



// Sal e areia misturados.



// Adição de água.



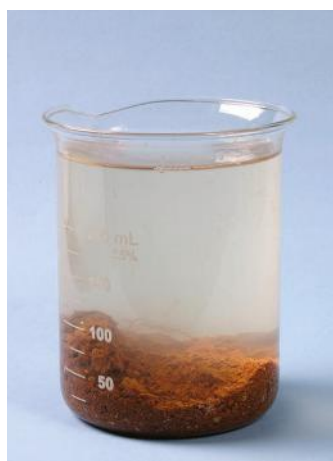
// Sal dissolvido em água com areia no fundo do béquer.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Líquido + sólido

Decantação

Nesse processo, exemplificado na sequência de imagens abaixo, o sólido, mais denso, sedimenta-se, ou seja, deposita-se no fundo do recipiente, separando-se da fase líquida, que pode, então, ser transferida.

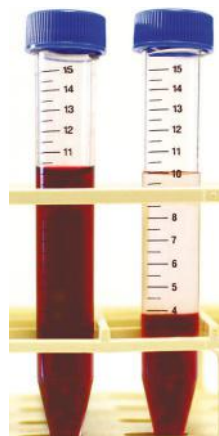


Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Para acelerar o processo de decantação, utiliza-se um aparelho denominado centrífuga. Nela, em razão do movimento de rotação, as partículas de maior densidade, por inércia, são arremessadas para o fundo do tubo.



B. Boissonnet/Image Point FR/Corbis/Latinstock



Warren Rosenberg/Fundamental Photographs

// Em laboratórios e indústrias são utilizadas centrífugas elétricas. Observe, à direita, o aspecto do sangue após a centrifugação.



Rattiya Thongdumhyu/Shutterstock

// Centrífuga manual.

Filtração

Nesse processo, quando a mistura é despejada sobre o filtro, o sólido não dissolvido fica retido e a fase líquida passa livremente.

Na filtração simples, é usado o **funil** para separação de sólidos não dissolvidos em líquido, com o uso de papel de filtro.

Na filtração a vácuo, são usados em conjunto o **funil de Büchner**, o **kitasato** e a **trompa-d'água** ou, ainda, uma **bomba de vácuo**.

Também é possível utilizar a filtração para separar partículas sólidas dispersas no ar; é o que ocorre nos aspiradores de pó.



Rita Barreto/Fotoarena

// Ao prepararmos café, adicionamos água quente para fazer a **extração** de substâncias solúveis presentes no pó de café. Ao efetuarmos a filtração, a borra fica retida no filtro, passando apenas a água e as substâncias nela dissolvidas. O filtro de água é outro exemplo de processo de filtração.



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// A fase sólida é retida no papel de filtro, e a fase líquida é recolhida em outro frasco.



// A água que entra pela trompa-d'água arrasta o ar do interior do frasco, diminuindo a pressão interna do kitasato, o que torna a filtração mais rápida.

Adsorção e absorção

Alguns filtros utilizam certas substâncias, como o carvão ativo, que têm a capacidade de reter substâncias em sua superfície. Esse fenômeno é chamado adsorção. Uma das principais aplicações da adsorção é em máscaras contra gases venenosos.

Muitas vezes a adsorção é confundida com outro fenômeno: a absorção. Enquanto a adsorção se baseia na retenção de uma substância sob a superfície de outra, a absorção se baseia na penetração de uma substância na outra.



Sérgio Dutra Jr./Arquivo da editora

// A colher de metal adsorve o gás do refrigerante.



Sérgio Dutra Jr./Arquivo da editora

// A esponja absorve o gás do refrigerante.

Flotação

Por esse processo, separam-se dois sólidos com densidades diferentes utilizando-se um líquido com densidade intermediária aos dois sólidos e no qual os sólidos não sejam solúveis.



// A serragem, sólido menos denso que a água, flutua, enquanto o mais denso (areia) se deposita no fundo.



Fotos: Reprodução/Acervo dos autores

Líquidos imiscíveis

Decantação

A separação de líquidos imiscíveis é feita utilizando-se um tipo especial de funil, chamado funil de bromo, de decantação ou de separação. O líquido mais denso fica na parte inferior do funil e é escoado, controlando-se a abertura da torneira.

Note, na imagem ao lado, o uso do **suporte universal**, dispositivo no qual são acoplados, com a ajuda de garras, outros equipamentos, entre os quais aqueles usados na separação de misturas.

Misturas homogêneas

Sólido + líquido

Cristalização fracionada

Diferentes substâncias sólidas se dissolvem em quantidades diferentes em um mesmo volume de determinado líquido (solvente) a uma dada temperatura.

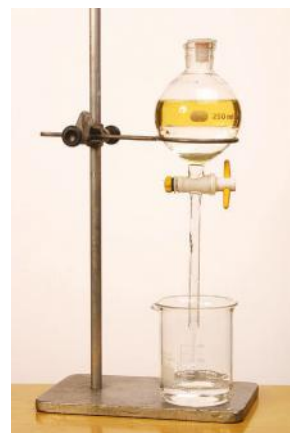
Ao evaporarmos uma parte do solvente, a substância sólida menos solúvel cristaliza-se antes das outras, separando-se da mistura.

A cristalização fracionada não ocorre somente em misturas de sólidos dissolvidos em líquidos. Ela pode ocorrer em misturas líquidas de sólidos fundidos. À medida que a mistura se resfria, lentamente, os sólidos cristalizam-se, separando-se um do outro.

Evaporação

A mistura é deixada em repouso ou é aquecida até que o líquido (componente mais volátil) evapore. Esse processo apresenta um inconveniente: a perda do componente líquido.

Um exemplo de sua aplicação é na extração do sal de cozinha da água do mar, que ocorre nas salinas. Em uma salina, as condições climáticas mais adequadas são: baixo índice de pluviosidade (pouca chuva), temperaturas elevadas e muito vento.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Funil de bromo.



Dorling Kindersley/
Getty Images

// Durante o processo de resfriamento da Terra, várias pedras preciosas e cristais formaram-se pelo processo de cristalização fracionada.

// Com a evaporação da água nas salinas, obtém-se o sal de cozinha. Trabalhador recolhendo sal nas salinas da Praia Seca. Araruama (RJ), 2018.

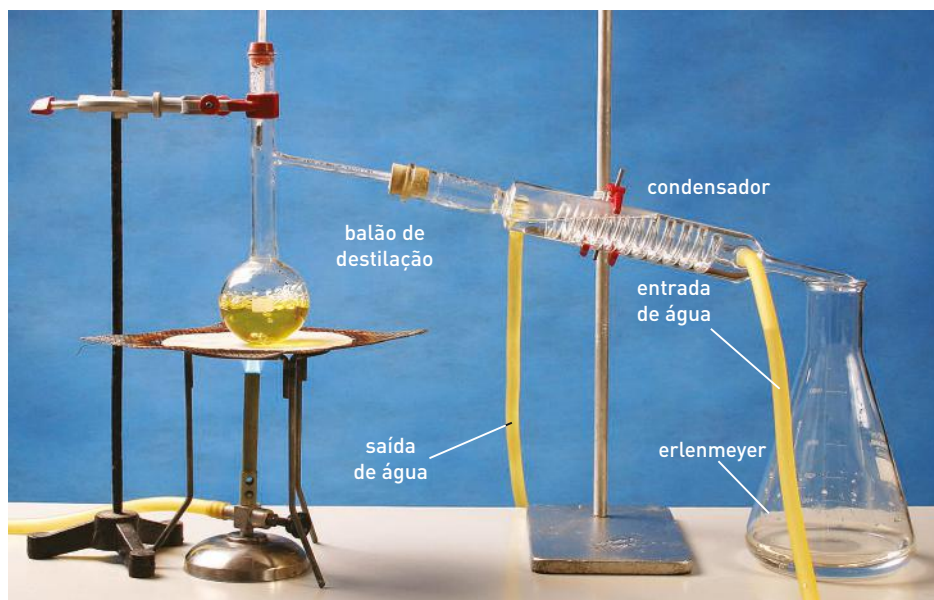


Luciana Whitaker/Pulsar Imagens

Destilação simples

É utilizada para separar os líquidos dos sólidos de misturas homogêneas.

// Na **destilação simples** de sólidos dissolvidos em líquidos, a mistura é aquecida. Os vapores produzidos no balão de destilação passam pelo condensador, no qual são resfriados pela passagem de água corrente no tubo externo, condensam-se e são recolhidos no erlenmeyer. A parte sólida da mistura, por não ser volátil, não evapora e permanece no balão de destilação.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Líquido + líquido

Destilação fracionada

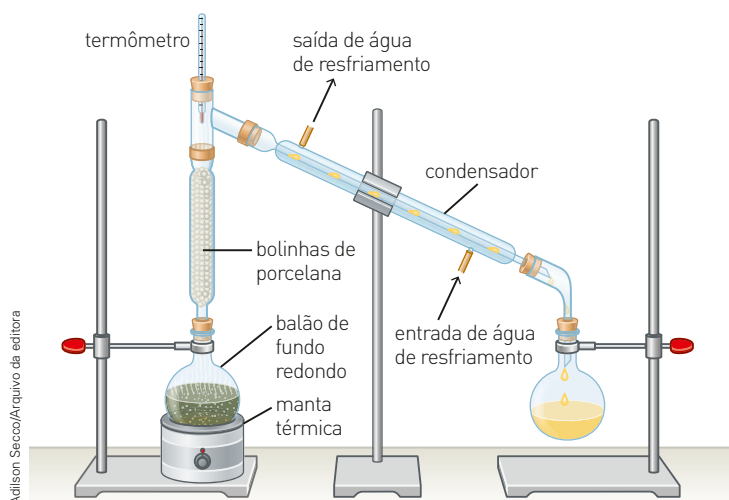
É utilizada para separar líquidos miscíveis com temperaturas de ebulição (TE) não muito próximas. Durante o aquecimento da mistura, é separado, inicialmente, o líquido de menor TE; depois, o líquido com TE intermediária; e assim sucessivamente até o líquido de maior TE. À aparelhagem da destilação simples é acoplada uma coluna de fracionamento.

Conhecendo-se a TE de cada líquido, pode-se determinar, pela leitura do termômetro, qual deles está sendo destilado.

A destilação fracionada é muito utilizada, principalmente na indústria petroquímica, na separação dos diferentes derivados do petróleo. Nesse caso, as colunas de fracionamento são divididas em bandejas ou pratos.

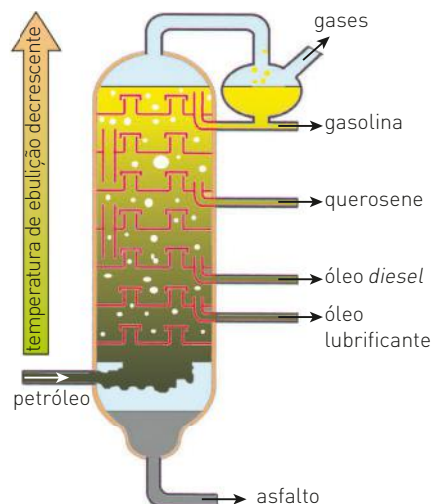
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Adilson Secco/Arquivo da editora

// Representação da destilação fracionada.



Conceitograf/Arquivo da editora

// Representação de coluna de fracionamento dividida em bandejas ou pratos.

Misturas gasosas

Liquefação

Os componentes de uma mistura gasosa são inicialmente liquefeitos e depois submetidos a uma destilação fracionada.

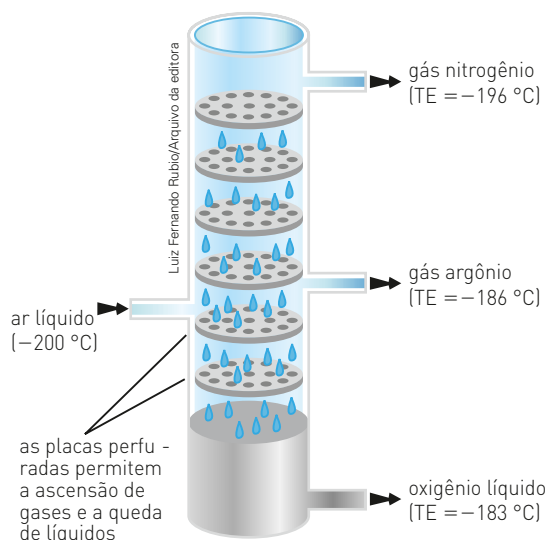
O método industrial utilizado para separar os componentes do ar seco é a destilação fracionada do ar líquido. Para torná-lo liquefeito, é preciso resfriá-lo a $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$, temperatura difícil de ser obtida. Pode-se também resfriá-lo comprimindo-o e, em seguida, permitindo que se expanda rapidamente.

Uma vez liquefeito, o ar é introduzido em uma coluna de fracionamento, conforme mostra a figura ao lado.

Após a separação, os componentes do ar são armazenados em cilindros de aço e comercializados.

Veja algumas aplicações dos gases.

- Gás oxigênio: alimentação de combustão (queima), aparelhos de respiração artificial, produção de aço.
- Gás nitrogênio: produção de amônia, de ácido nítrico e de fertilizantes.
- Gás argônio: preenchimento de lâmpadas de filamento.



// Representação de destilação fracionada do ar líquido.

Outros materiais de laboratório

Durante o estudo de separação de misturas, você conheceu algumas vidrarias, montagens e equipamentos utilizados em laboratório. Existem, contudo, outros aparelhos e vidrarias igualmente importantes, dos quais seria interessante conhecer os nomes e as aplicações:

1. **balão de fundo chato**: é utilizado para dissolução de substâncias mediante agitação. Pode ser usado também para aquecimento de líquidos.
2. **balão volumétrico**: é usado para medir com precisão determinado volume de líquido. Os balões desse tipo apresentam uma única graduação.
3. **proveta**: é utilizada para medir, com pequena precisão, volumes de líquidos.
4. **pipeta**: é utilizada para medir, com precisão, pequenos volumes de líquidos.
5. **bureta**: é usada para escoar líquidos e medir volumes com precisão.
6. **pinça**: é usada para segurar o tubo de ensaio durante seu aquecimento.
7. **pisseta**: é utilizada para lavagem de recipientes mediante jato de água.
8. **estante**: é usada para acondicionar tubos de ensaio antes e após a sua utilização.
9. **cadinho**: é utilizado para aquecer sólidos a altas temperaturas.
10. **almofariz e pistilo**: são usados na trituração de sólidos.

// Alguns instrumentos de laboratório.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

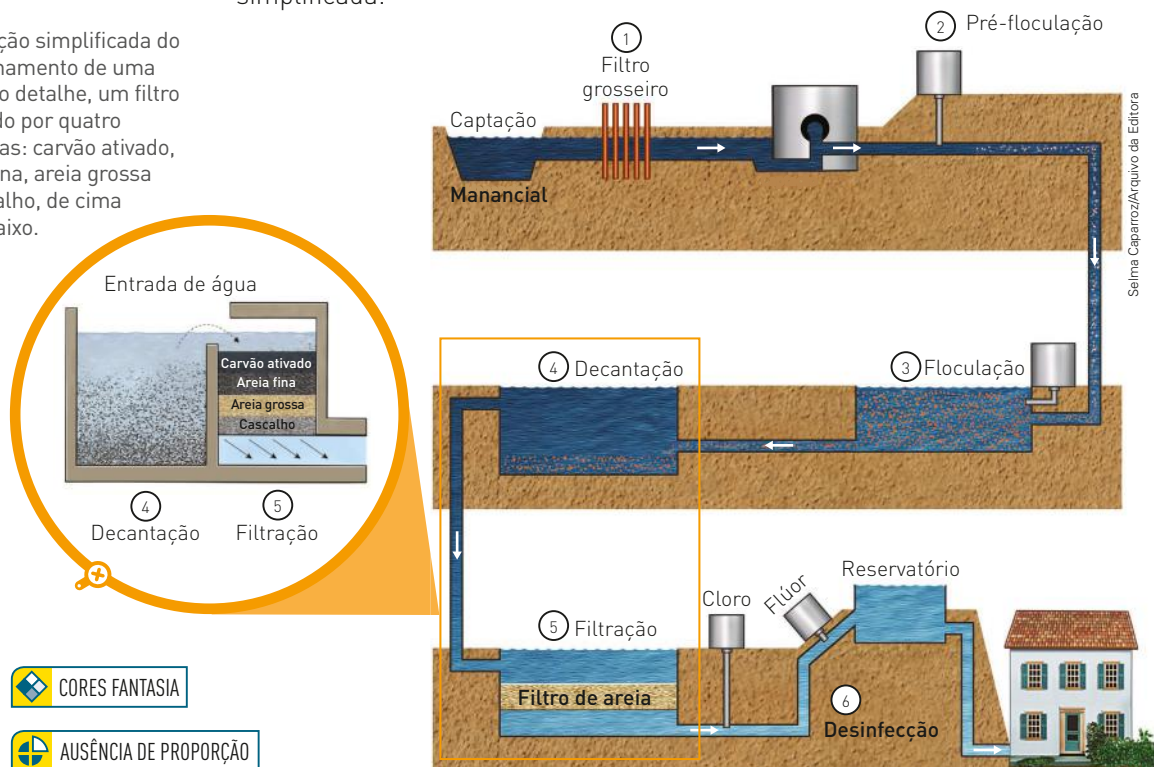
Tratamento e uso correto da água

A água coletada contém resíduos de substâncias presentes no ambiente, como microrganismos e sais minerais. Basicamente, o tratamento da água, antes de destiná-la ao consumo, consiste na remoção dessas impurezas, que podem ser prejudiciais ao ser humano.

A água que vai ser tratada é geralmente captada de represas e rios (mananciais), chegando à estação de tratamento de água – ETA.

Observe a ilustração e acompanhe as explicações de cada etapa de maneira simplificada:

// Ilustração simplificada do funcionamento de uma ETA. No detalhe, um filtro formado por quatro camadas: carvão ativado, areia fina, areia grossa e cascalho, de cima para baixo.



1. Antes de chegar à estação de tratamento, a água passa por grades metálicas (filtro grosso), que retêm materiais sólidos de grande tamanho.
2. Na fase chamada **pré-floculação**, a água recebe a adição de cal e sulfato de alumínio, que se combinam formando flocos (partículas de aspecto gelatinoso).
3. Essa mistura passa para o tanque de **floculação**, onde é agitada; com isso, as partículas sólidas de sujeira em suspensão aderem aos flocos.
4. Os flocos com a sujeira aderida, junto com a água, são encaminhados para o tanque de **decantação**. Eles se depositam lentamente no fundo.
5. Após a decantação, a água escoar pela parte superior do tanque e passa para outro tanque, onde irá ocorrer a **filtração**. A função do carvão ativado é deter na sua superfície (adsorção) gases e algumas substâncias orgânicas responsáveis por alterações de odor e sabor.
6. Ao final do processo, são adicionadas substâncias contendo hipoclorito ou gás cloro, desinfetantes que têm a capacidade de matar os microrganismos que ainda estiverem na água. Em algumas estações de tratamento de água, ainda são adicionados compostos de flúor para ajudar a reduzir ou evitar a formação de cáries nos dentes. A água tratada é encaminhada para os reservatórios de

água da cidade, por encanamentos apropriados. Desses reservatórios, geralmente localizados nas regiões mais altas da cidade, a água é distribuída para as residências.

A captação, o tratamento e a distribuição da água têm um custo. Esse é um dos motivos pelos quais pagamos pela água que recebemos.

Durante muito tempo as pessoas acreditaram que a água fosse um recurso natural infinito. No entanto, o crescimento da população e das atividades econômicas, tanto industriais como agrícolas, tem sido responsável pelo aumento do consumo de água e pela maior produção de esgoto, poluindo cada vez mais rios e mares.

Segundo a Organização das Nações Unidas para a Educação, Ciência e Cultura (Unesco), desde 1950, a quantidade de água retirada de rios, aquíferos e outras fontes aumentou nove vezes, enquanto a população cresceu três vezes. O consumo de água por pessoa dobrou nesse período.

O Brasil, a exemplo de diversos outros países, começa a perceber que é essencial administrar melhor os recursos hídricos. Assim, será possível aumentar o número de pessoas com acesso à água potável, aumentar a produtividade agrícola, reduzir a degradação do solo e a poluição da água.

Você e sua família, em casa, podem contribuir para diminuir o consumo de água, adotando atitudes que evitem o desperdício, como:

- Pressionar a válvula da descarga do vaso sanitário somente o tempo necessário (3 segundos é o suficiente). Uma válvula comum consome cerca de 20 litros em cada descarga.
- Não jogar lixo no vaso sanitário; isso economiza água e evita entupimentos.
- Fechar a torneira enquanto estiver escovando os dentes.
- Reduzir o tempo de banho (5 minutos são suficientes) e deixar o chuveiro fechado enquanto se ensaboa.
- Utilizar um recipiente (bacia ou balde) para lavar as frutas e verduras, mantendo a torneira fechada.

- Utilizar balde e escovão para limpar a casa, o quintal e outras áreas. Não usar a água da mangueira como vassoura.
 - Ficar atento para a existência de vazamentos nos encanamentos da casa.
 - Usar um balde com água para lavar o carro. Não usar mangueira na lavagem de veículos.
 - Ligar a máquina de lavar só com a capacidade completa. Evitar usar a máquina com pequena quantidade de roupa.
 - Não lavar roupa com água corrente. Utilizar o tanque e, quando necessário, renovar a água.
 - Reservar uma pequena quantidade de água para ensaboar pratos, copos e panelas na pia da cozinha. Abrir a torneira apenas para enxaguar.
- Essas atitudes e muitas outras, que você pode descobrir, contribuem para diminuir o desperdício de água.

Como eu posso saber se estou gastando mais água do que o necessário?

[...]

A quantidade mínima de água necessária para a vida de um ser humano varia de acordo com seu padrão de vida, o local em que mora, e seus hábitos. O consumo médio por indivíduo deveria ser de cerca de 300 L por dia, levando-se em conta que ele vive em uma sociedade desenvolvida. Porém, para levar uma vida saudável, segundo a Organização Mundial da Saúde, o consumo mínimo de água potável diário seria de 50 L. No Brasil, é adotado como consumo de água necessário para uma vida confortável numa residência, de 150 a 200 litros por pessoa por dia.

Para saber se você e os membros de sua casa são consumidores moderados de água, faça o desafio [...]. Se o resultado em sua casa for menor que 150 L por pessoa [por dia], significa que vocês praticam a economia de água. Se o resultado for entre 150 e 300 L, é sinal de que vocês estão no limite do bom senso. Mas se passar de 300 L, significa que vocês devem refletir sobre a utilização da água na sua casa, ou mesmo averiguar se este elevado consumo não ocorre por causa de vazamentos.

Disponível em: <<http://www.usp.br/qambiental/tratamentoAgua.html>>. Acesso em: 13 out. 2017.

Refleta

De acordo com a Organização das Nações Unidas para a Alimentação e Agricultura (FAO), o consumo médio de água *per capita* no Brasil em 2015 era de 185 L/(dia · habitante). Segundo a mesma fonte, o consumo médio recomendado é de 100 L/(dia · habitante), suficiente para atender às necessidades básicas e evitar desperdícios. Como é o consumo diário *per capita* de água na sua casa, comparado ao consumo médio brasileiro? Encontre maneiras de determinar esse valor.

Improvisando

Você não está em um laboratório, mas deve improvisar uma aparelhagem para separar uma mistura de água e óleo.

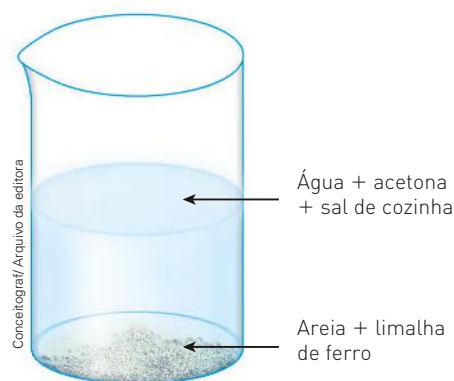
Você dispõe dos seguintes materiais:

- garrafa PET;
- mangueira transparente;
- tesoura;
- cola.

Como você deve proceder para criar a aparelhagem adequada?

Exercício resolvido

Considere um sistema formado por água, areia, sal de cozinha dissolvido, limalha de ferro e acetona. Indique a sequência mais adequada para a separação dos componentes desse sistema.



Dados: TE das substâncias: água = 100 °C; acetona = 56 °C; sal de cozinha = 1490 °C.

Solução

Nesse sistema temos fases sólidas (areia + limalha de ferro), que podem ser separadas da solução líquida (água + sal dissolvido + acetona) por meio de uma filtração simples.

Resíduo: a limalha de ferro pode ser separada da areia com a utilização de um ímã (atração magnética).

Filtrado: o filtrado contendo água + sal dissolvido + acetona poderá ser separado por meio de destilação fracionada, sendo que a acetona seria a primeira a ser destilada (menor TE), e posteriormente a água, sobrando o sal de cozinha (resíduo sólido) no balão.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Associe cada mistura ao processo de separação mais adequado. I. E; II. C; III. D; IV. A; V. B

Misturas	Processos
I. água + gasolina	A. catação
II. areia + limalha de ferro	B. filtração
III. salmoura	C. atração magnética
IV. arroz + feijão	D. destilação
V. água + areia	E. funil de separação

2. As imagens I, II e III mostram atividades comuns no cotidiano da maioria das pessoas.

I.



Peter Amend/Image Source/Getty Images

II.



Foodcollection/EasyPix Brasil

III.



istockphoto/Getty Images

- Qual é a técnica de separação comum às três atividades? **Filtração.**
 - Além da técnica apontada no item a, que outro procedimento é realizado durante a atividade apresentada em I? **Extração.**
3. Numa das etapas do tratamento de água para as comunidades, o líquido atravessa espessas camadas de areia. Essa etapa é uma:
- decantação.
 - ☒ filtração.
 - destilação.
 - flotação.
 - levigação.
4. O chimarrão é uma bebida típica do sul da América do Sul. Beber chimarrão é um hábito legado pelas culturas guarani, aimará e quíchua.

No seu preparo, é adicionada água quente ao mate. Com o uso de uma bomba, as pessoas ingerem a infusão formada.



Dante Busquets/Shutterstock



Alexandr Vorobey/Shutterstock

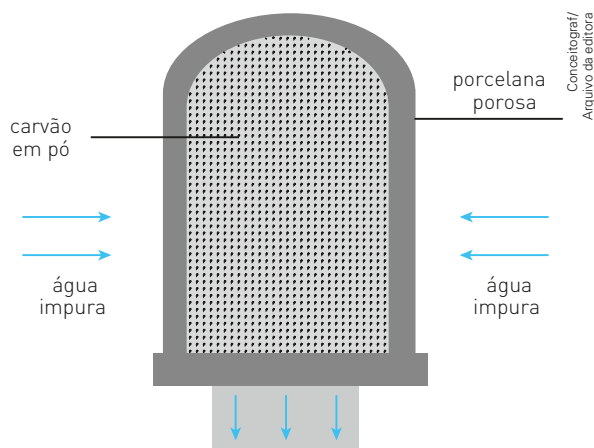
A respeito do chimarrão, responda:

- A infusão ingerida é uma substância pura ou uma mistura? **Mistura.**
 - De onde são provenientes as substâncias presentes na bebida assim preparada? **Folhas.**
 - Qual é o nome desse processo? **Extração e filtração.**
 - A bebida seria preparada com a mesma rapidez se usássemos água fria? **Não.**
 - Cite outro exemplo em que esse processo é usado na nossa vida diária. **Preparação de café.**
5. Existem inúmeros tipos de velas do filtro de água de uso doméstico.



mmpic/Alamy/Fotarena

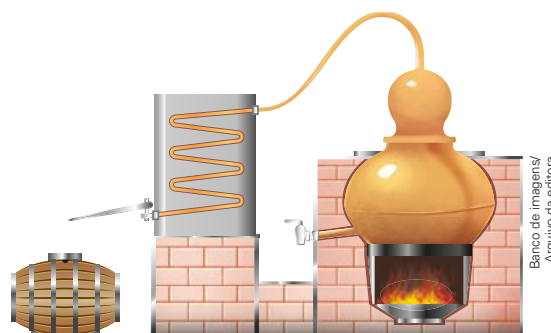
Uma ilustração simplificada de uma vela de filtro está representada a seguir:



Com base nas informações, responda.

- a) O que deve ficar retido na parte externa da porcelana? **Substâncias não dissolvidas.**
 - b) A água que sai da vela, pela parte inferior, é uma substância pura? **Não, é uma mistura.**
6. Para se obter água pura a partir da água do mar, faz-se uma:
- ☒ a) evaporação.
 - b) destilação.
 - c) liquefação.
 - d) filtração.
 - e) sedimentação.

7. O esquema a seguir mostra o tradicional alambique, usado para preparar bebidas alcoólicas provenientes da fermentação de açúcares ou cereais.



Faça um esquema com aparelhos de laboratório que possa substituir o alambique. Dê o nome de cada aparelho e explique seu funcionamento.

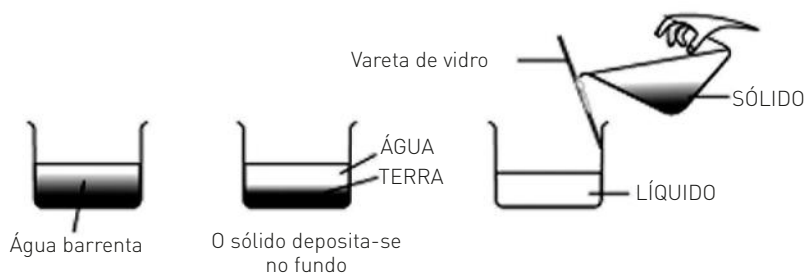
8. Um químico deseja separar três sólidos (A, B e C) presentes em uma amostra. A tabela abaixo apresenta algumas características desses sólidos:

Sólido	Água fria	Água quente
A	solúvel	insolúvel
B	insolúvel	solúvel
C	insolúvel	insolúvel

Admitindo que a amostra seja formada apenas por A, B e C, proponha um procedimento para separar os três sólidos.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. [Liceu de Artes e Ofícios-SP] Considere o esquema a seguir



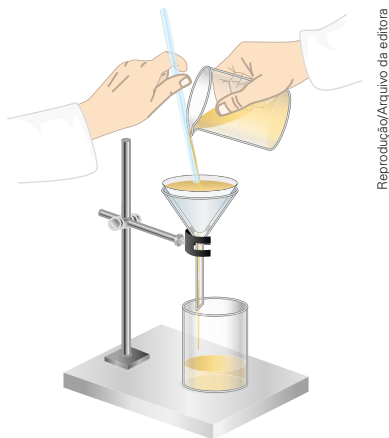
Fonte: <http://bp.blogspot.com/> Adaptado

A separação de mistura representada denomina-se

- a) centrifugação.
- ☒ b) decantação.
- c) levigação.
- d) filtração.

2. Nas unidades de separação de materiais recicláveis, um dos métodos indicados para separar os objetos que contêm ferro dos demais resíduos é a:
- decantação.
 - destilação simples.
 - fusão fracionada.
 - separação magnética.
 - flotação.

3. [Olimpíada Brasileira de Química] Um processo de separação de uma mistura é ilustrado abaixo.



Considerando que houve adequação da técnica utilizada nesse procedimento, no béquer acima do funil há uma:

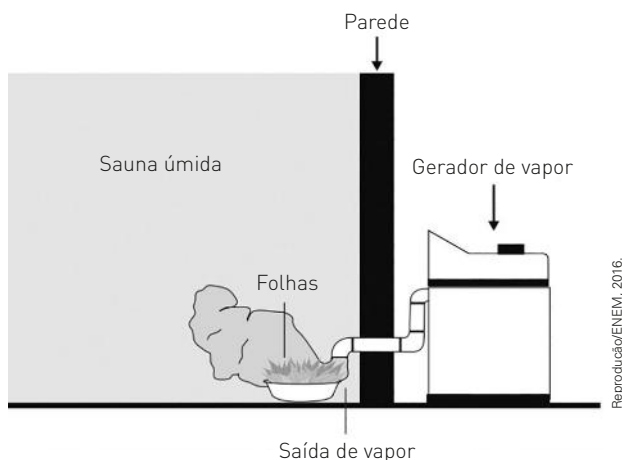
- solução.
 - substância pura, apenas.
 - mistura homogênea.
 - mistura heterogênea.
4. Quando colocamos um saquinho de chá em uma xícara com água quente, como mostrado na fotografia, ocorrem processos físicos de separação de substâncias.



Nesse procedimento, os processos verificados são:

- extração e sublimação.
- extração e filtração.
- destilação e sublimação.
- filtração e cristalização.
- cristalização e filtração.

5. [Enem] Uma pessoa é responsável pela manutenção de uma sauna úmida. Todos os dias cumpre o mesmo ritual: colhe folhas de capim-cidreira e algumas folhas de eucalipto. Em seguida, coloca as folhas na saída do vapor da sauna, aromatizando-a, conforme representado na figura.



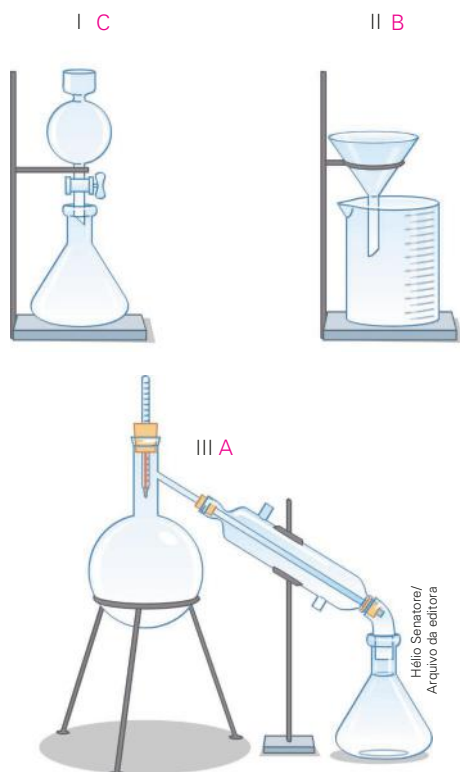
Qual processo de separação é responsável pela aromatização promovida?

- Filtração simples.
 - Destilação simples.
 - Extração por arraste.
 - Sublimação fracionada.
 - Decantação sólido-líquido.
6. [Uerj] São preparadas 3 misturas binárias em um laboratório, descritas da seguinte maneira:
- 1ª mistura → heterogênea, formada por um sólido e um líquido.
 - 2ª mistura → heterogênea, formada por dois líquidos.
 - 3ª mistura → homogênea, formada por um sólido e um líquido.
- Os processos de separação que melhor permitem recuperar as substâncias originais são, respectivamente:
- filtração, decantação, destilação simples.
 - decantação, filtração, destilação simples.
 - destilação simples, filtração, decantação.
 - decantação, destilação simples, filtração.

7. Observe as ilustrações:

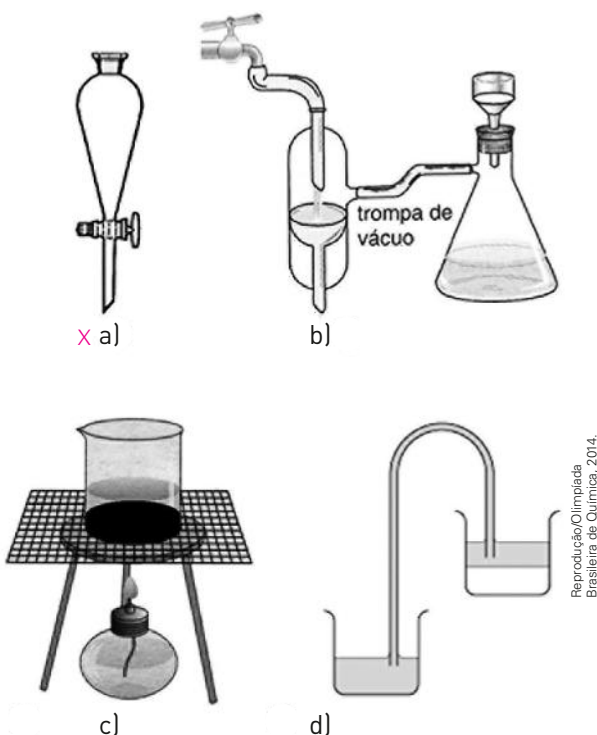


Associe as três misturas com a aparelhagem mais adequada para separar seus componentes:



8. [Olimpíada Brasileira de Química] O eugenol ($d = 1,06 \text{ g/cm}^3$) é uma substância oleosa, que é extraída dos botões florais do cravo-da-índia. Ele é imiscível com a água. Após o seu processo de extração a partir desses botões florais, utiliza-se

um conjunto de técnicas para a sua purificação, entre elas a lavagem com água, na qual se utiliza o sistema:



9. [Enem] Em visita a uma usina sucroalcooleira, um grupo de alunos pôde observar a série de processos de beneficiamento da cana-de-açúcar, entre os quais se destacam:

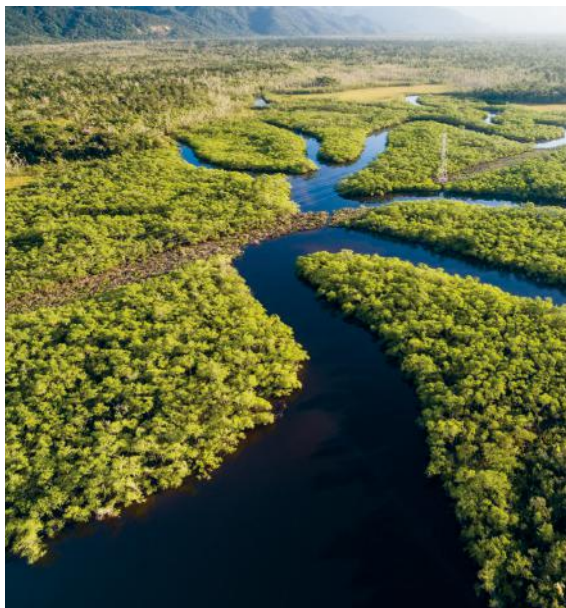
- I. A cana chega cortada da lavoura por meio de caminhões e é despejada em mesas alimentadoras que a conduzem para as moendas. Antes de ser esmagada para a retirada do caldo açucarado, toda a cana é transportada por esteiras e passada por **um eletroímã para a retirada de materiais metálicos**.
- II. Após se **esmagar a cana**, o bagaço segue para as caldeiras, que geram vapor e energia para toda a usina.
- III. O caldo primário, resultante do esmagamento, é **passado por filtros** e sofre tratamento para transformar-se em açúcar refinado e etanol.

Com base nos destaques da observação dos alunos, quais operações físicas de separação de materiais foram realizadas nas etapas de beneficiamento da cana-de-açúcar?

- a) Separação mecânica, extração, decantação.
- b) Separação magnética, combustão, filtração.

- ☒ c) Separação magnética, extração, filtração.
- d) Imantação, combustão, peneiração.
- e) Imantação, destilação, filtração.

10. Um ramo muito popular da Medicina é a fitoterapia (do grego: *phyton* = vegetal; *terapia* = tratamento).



// A Floresta Amazônica é considerada atualmente o maior reservatório natural de plantas com propriedades medicinais e, por esse motivo, atrai a atenção de pesquisadores nacionais e internacionais.

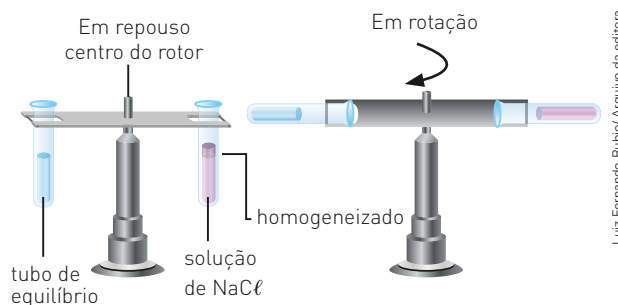
A produção de pomadas, tinturas, extratos e cápsulas a partir de vegetais envolve diversas operações de laboratório, tais como:

- I. trituração;
- II. secagem;
- III. medidas de líquidos;
- IV. filtração comum;
- V. filtração a vácuo.

Associe esses procedimentos aos equipamentos listados abaixo.

- II a) estufa;
 - V b) funil de Büchner;
 - I c) almofariz e pistilo;
 - III d) provetas e pipetas;
 - IV e) funil e papel de filtro.
11. (Uerj) A técnica de centrifugação é usada para separar os componentes de algumas misturas. Pode ser utilizada, por exemplo, na preparação de frações celulares, após o adequado rompimento das membranas das células a serem centrifugadas. Em um tubo apropriado, uma camada de homogeneizado de células eucariotas rompidas foi

cuidadosamente depositada sobre uma solução isotônica de NaCl. Esse tubo foi colocado em um rotor de centrífuga, equilibrado por um outro tubo.



Considere as seguintes massas médias para algumas organelas de uma célula eucariota:

- 1. mitocôndria: $2 \cdot 10^{-8}$ g;
- 2. lisossoma: $4 \cdot 10^{-10}$ g;
- 3. núcleo: $4 \cdot 10^{-16}$ g.

Dentre os sistemas a seguir, aquele cujos componentes podem ser separados por centrifugação é:

- a) petróleo.
- b) álcool hidratado.
- c) solução de sacarose em água.
- ☒ d) suspensão de leite de magnésia.

12. (Enem)

Em Bangladesh, mais da metade dos poços artesianos cuja água serve à população local está contaminada com arsênio proveniente de minerais naturais e de pesticidas. O arsênio apresenta efeitos tóxicos cumulativos. A ONU desenvolveu um kit para tratamento dessa água a fim de torná-la segura para o consumo humano. O princípio desse kit é a remoção do arsênio por meio de uma **reação de precipitação** com sais de ferro (III) que origina um sólido volumoso de textura gelatinosa.

Disponível em: <http://tc.iaea.org>. Acesso em: 11 dez. 2012 (adaptado).

Com o uso desse *kit*, a população local pode remover o elemento tóxico por meio de

- a) fervura.
- ☒ b) filtração.
- c) destilação.
- d) calcinação.
- e) evaporação.

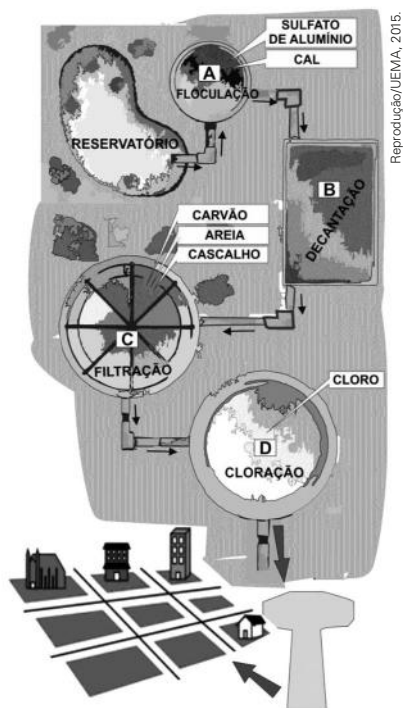
13. (Uema)

Um noticiário de veiculação nacional apresentou uma matéria sobre racionamento de água. Na ocasião, o governador Geraldo Alckmin deu a seguinte declaração: Na maior estação de

tratamento de São Paulo, a água do volume morto do sistema Cantareira começa a passar por uma série de processos químicos até se transformar em água potável.

Sabe-se que o completo tratamento de água compreende diferentes etapas que incluem processos químicos e físicos, conforme a ilustração a seguir.

Fonte: Racionamento de água no sistema Cantareira. *Jornal Nacional*. São Paulo. TV Globo, 15 maio 2014. Programa de TV. (adaptado).



Fonte: HARTWIG, D. R.; SOUZA, E.; MOTA, R. N. *Química Geral e Inorgânica*. São Paulo: Scipione, 1999.

Com base nas informações contidas no texto e na ilustração, as etapas em que são adicionadas substâncias químicas correspondem às representadas em:

- a) A e B.
- b) A e C.
- c) A e D.
- d) B e C.
- e) C e D.

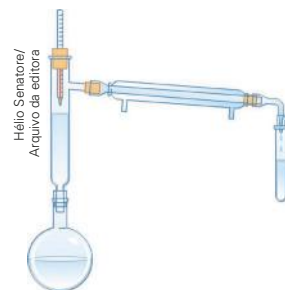
14. (Fasm-SP) No tratamento de esgotos, o método utilizado para a remoção de poluentes depende das características físicas, químicas e biológicas de seus constituintes. Na Região Metropolitana de São Paulo, as grandes estações de tratamento de esgotos utilizam o método de lodos ativados, em que há uma fase líquida e uma fase sólida. A figura representa as etapas de tratamento da fase líquida dos esgotos.



No tanque de aerção, o ar fornecido faz com que os micro-organismos ali presentes multipliquem-se e alimentem-se de material orgânico, formando o lodo e diminuindo, assim, a carga poluidora do esgoto.

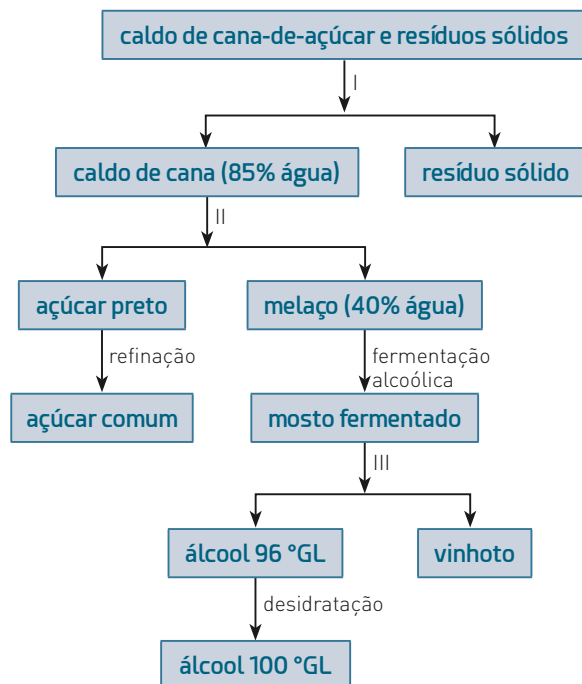
(<http://site.sabesp.com.br>. Adaptado.)

- a) Tendo por base as propriedades físicas dos constituintes de esgotos, como ocorre a separação desses constituintes nas grades e no decantador primário?
 - b) Por que a água proveniente do decantador secundário não pode ser considerada potável?
15. As imagens abaixo representam equipamentos que realizam uma mesma operação em escala laboratorial e industrial.



- a) Como se chama a operação realizada por esses equipamentos?
- b) Dê um exemplo de mistura que possa ser separada por meio dessa operação.

16. O diagrama a seguir representa as diversas etapas da produção de álcool e açúcar.



Informações:

- álcool 96 °GL = etanol 96%, água 4%.
- álcool 100 °GL = etanol 100%.
- composição do mosto fermentado: água — 80%, etanol — 15%, outros — 5%.

Os processos I, II e III do diagrama são:

	I	II	III
a)	filtração	destilação simples	destilação fracionada
x b)	filtração	evaporação	destilação fracionada
c)	tamisação	evaporação	evaporação
d)	destilação simples	filtração	evaporação
e)	destilação simples	centrifugação	destilação fracionada

Desafiando seus conhecimentos

1. (Cefet-MG) Analise o quadro seguinte:

Sistemas	Processos de separação
I. heterogêneo – sólido/gasoso	Filtração
II. heterogêneo – líquido/líquido	Destilação simples
III. homogêneo – líquido/líquido	Destilação fracionada
IV. homogêneo – líquido/sólido	Decantação

Ao associar cada tipo de sistema com o respectivo processo de separação de seus componentes, obtém-se corretamente a relação

- a) I e II. c) II e IV.
 x b) I e III. d) III e IV.
2. (Unicamp-SP) Têm as seguintes misturas:
- areia e água,
 - álcool (etanol) e água,
 - sal de cozinha (NaCl) e água, neste caso uma mistura homogênea.
- Cada uma dessas misturas foi submetida a uma filtração em funil com papel e, em seguida, o lí-

quido resultante (filtrado) foi aquecido até sua total evaporação. Pergunta-se:

- a) Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel após a filtração? O que era esse resíduo?
 Mistura I. O resíduo sólido era areia.
- b) Em qual caso apareceu um resíduo sólido após a evaporação do líquido? O que era esse resíduo?
 Mistura III. O resíduo sólido era NaCl.
3. (Unespar-PR) Numa aula de laboratório, o professor pediu para que cada subgrupo de alunos realizasse o seguinte procedimento: colocar 150 mL de água num bquer e a este volume colocar 1 (uma) colher rasa de terra, agitar durante um minuto e deixar o sistema em repouso. Os subgrupos verificaram que se deposita certa quantidade de material no fundo do copo. Indique, nas alternativas a seguir, o fenômeno que estes subgrupos presenciaram.
- a) Homogeneização; x d) Decantação;
 b) Floculação; e) Tamisação.
 c) Cristalização;
4. (Cefet-SC) A composição química do café inclui, além da cafeína, outras substâncias: as lactonas, que agem sobre o sistema nervoso central e são tão estimulantes quanto à celulose, que estimula os intestinos; os sais minerais, importantes para o

metabolismo; os açúcares e o tanino, que acentuam o sabor; e os lipídeos, que caracterizam o aroma.

Fonte: SANTOS, Widson Luiz Pereira; MÓL, Gerson de Souza. *Química e Sociedade*. São Paulo: Nova Geração. 2005.

Portanto, a preparação de um bom café na cafeteria envolve, em ordem de acontecimentos, os seguintes processos:

- ☒ a) extração e filtração.
- b) filtração e dissolução.
- c) dissolução e decantação.
- d) filtração e extração.
- e) extração e decantação.

5. (UEL-PR)

Diz a lenda que, por volta de 2737 a.C., o imperador chinês Shen Nong, conhecido por suas iniciativas como cientista, lançou a ideia de que beber água fervida seria uma medida higiênica. Durante uma viagem, deixou cair, acidentalmente, algumas folhas de uma planta na água que estava sendo fervida. Ficou encantado com a mistura, bebeu-a e achou-a muito refrescante. O chá tinha sido criado. O hábito de tomar chá foi introduzido na Inglaterra, pela portuguesa Catarina de Bragança, filha de D. João IV de Portugal, que casou com Carlos II, da Inglaterra, em 1662.

(Disponível em: <http://www.copacabanarunners.net/chas.html>)

A preparação do chazinho nos dias frios pode ser um exemplo de um processo químico de separação de substâncias. Ao ser colocado um saquinho de chá em uma xícara com água quente, ocorre o processo de:

- ☒ a) extração e dissolução de substâncias.
- b) extração e destilação de substâncias.
- c) destilação e sublimação de substâncias.
- d) filtração e cristalização de substâncias.
- e) cristalização e filtração de substâncias.

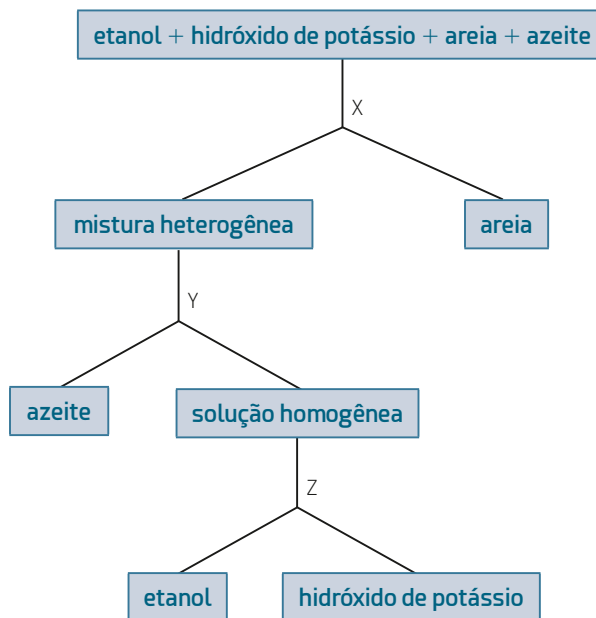
6. (UFRGS-RS) Considere os seguintes processos realizados por um estudante em um laboratório.

- Filtração de uma solução aquosa de KMnO_4 de cor violeta.
- Destilação de uma solução aquosa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de coloração alaranjada.
- Decantação de uma solução aquosa de CuSO_4 de coloração azul.

Após a realização de cada um desses processos, o estudante constatou que a fase líquida obtida é incolor em

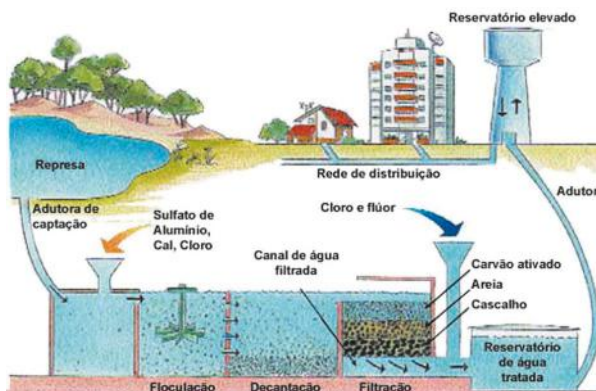
- ☒ a) apenas I.
- b) apenas II.
- c) apenas III.
- d) apenas I e II.
- e) I, II e III.

7. (Cefet-RJ) Um químico deseja separar todos os componentes que constituem um **sistema heterogêneo** formado pela mistura de um álcool, de uma base, areia e de um óleo. Determine o processo de separação adequado em X, Y e Z, sabendo que a base é um granulado solúvel no álcool.



- a) X = dissolução fracionada, Y = sifonação e Z = filtração.
- b) X = decantação, Y = sedimentação e Z = filtração.
- ☒ c) X = filtração, Y = decantação e Z = destilação simples.
- d) X = sedimentação, Y = filtração e Z = destilação simples.

8. (CPS-SP) Durante qualquer atividade física ou esportiva, devemos tomar água para repor o que perdemos na transpiração. Por esse motivo, é muito importante a qualidade da água consumida. Pensando nisso, observe o esquema de uma estação de tratamento de água.

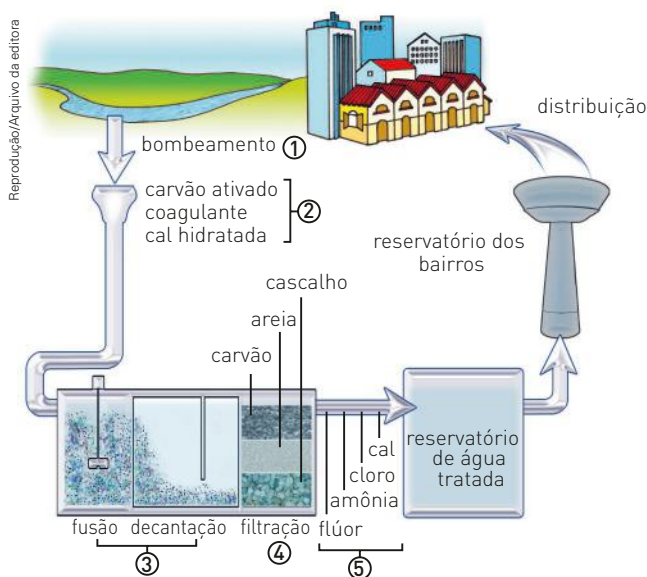


Reprodução/Centro Paula Souza, 2001.

Sobre os processos usados no tratamento de água, assinale a afirmação correta.

- ☒ a) A floculação facilita o processo de decantação.
- ☐ b) A fluoretação é necessária para termos água pura.
- ☐ c) Na decantação, temos agitação do sistema para facilitar a filtração.
- ☐ d) O processo de filtração serve para eliminar os germes patogênicos.
- ☐ e) Após o tratamento da água, temos no reservatório uma substância pura.

9. [Enem] Na atual estrutura social, o abastecimento de água tratada desempenha um papel fundamental para a prevenção de doenças. Entretanto, a população mais carente é a que mais sofre com a falta de água tratada, em geral, pela falta de estações de tratamento capazes de fornecer o volume de água necessário para o abastecimento ou pela falta de distribuição dessa água.



Disponível em: <<http://www.sanasa.com.br>>. Acesso em: 13 mar. 2014 (adaptado).

No sistema de tratamento de água apresentado na figura, a remoção do odor e a desinfecção da água coletada ocorrem, respectivamente, nas etapas:

- a) 1 e 3.
- c) 2 e 4.
- e) 3 e 4.
- b) 1 e 5.
- ☒ d) 2 e 5.

10. [Enem] De acordo com a legislação brasileira, são tipos de água engarrafada que podem ser vendidos no comércio para o consumo humano:

- água mineral: água que, proveniente de fontes naturais, ou captada artificialmente, possui composição química ou propriedades físicas

ou físico-químicas específicas, com características que lhe conferem ação medicamentosa;

- água potável de mesa: água que, proveniente de fontes naturais, ou captada artificialmente, possui características que a tornam adequada ao consumo humano;
- água purificada adicionada de sais: água produzida artificialmente por meio da adição à água potável de sais de uso permitido, podendo ser gaseificada.

Com base nessas informações, conclui-se que

- ☒ a) os três tipos de água descritos na legislação são potáveis.
- ☐ b) toda água engarrafada vendida no comércio é água mineral.
- ☐ c) água purificada adicionada de sais é um produto natural encontrado em algumas fontes específicas.
- ☐ d) a água potável de mesa é adequada para o consumo humano porque apresenta extensa flora bacteriana.
- ☐ e) a legislação brasileira reconhece que todos os tipos de água têm ação medicamentosa.

11. [Enem]

Belém é cercada por 39 ilhas, e suas populações convivem com ameaças de doenças. O motivo, apontado por especialistas, é a poluição da água do rio, principal fonte de sobrevivência dos ribeirinhos. A diarreia é frequente nas crianças e ocorre como consequência da falta de saneamento básico, já que a população não tem acesso à água de boa qualidade. Como não há água potável, a alternativa é consumir a do rio.

O Liberal. 8 jul. 2008. Disponível em: <http://www.oliberal.com.br>.

O procedimento adequado para tratar a água dos rios, a fim de atenuar os problemas de saúde causados por microrganismos a essas populações ribeirinhas é a

- a) filtração.
- d) fluoretação.
- ☒ b) cloração.
- e) decantação.
- c) coagulação.

12. [Vunesp-SP] A água potável é um recurso natural considerado escasso em diversas regiões do nosso planeta. Mesmo em locais onde a água é relativamente abundante, às vezes é necessário submetê-la a algum tipo de tratamento antes de distribuí-la para consumo humano. O tratamento

pode, além de outros processos, envolver as seguintes etapas:

- I. Manter a água em repouso por um tempo adequado, para a deposição, no fundo do recipiente, do material em suspensão mecânica.
- II. Remoção das partículas menores, em suspensão, não separáveis pelo processo descrito na etapa I.
- III. Evaporação e condensação da água, para diminuição da concentração de sais (no caso de água salobra ou do mar). Neste caso, pode ser necessária a adição de quantidade conveniente de sais minerais após o processo.

Às etapas I, II e III correspondem, respectivamente, os processos de separação denominados

- a) filtração, decantação e dissolução.
- b) destilação, filtração e decantação.
- c) decantação, filtração e dissolução.
- x** d) decantação, filtração e destilação.
- e) filtração, destilação e dissolução.

13. (UEM-PR – Adaptada) Sobre misturas homogêneas e heterogêneas e seus processos de separação, classifique as afirmações em verdadeira ou falsa e escolha a sequência correta.

- I. A levigação e a peneiração são técnicas de separação de misturas sólidas, utilizando, respectivamente, diferenças entre a densidade e o tamanho dos sólidos a serem separados.
- II. A filtração pode ser utilizada para a separação de uma mistura heterogênea de um sólido em um líquido, ou de um sólido em um gás.
- III. Por meio da flotação, podem-se separar dois sólidos com densidades diferentes, utilizando-se um líquido com densidade intermediária aos dois sólidos, sem que haja solubilização dos sólidos no líquido.
- IV. A centrifugação pode ser utilizada para a separação de dois líquidos solúveis entre si, mas que tenham densidades diferentes.
- V. A retenção de substâncias gasosas na superfície de materiais com alta área superficial, como o carvão, é um processo de separação chamado adsorção.

- a) V, V, V, V e V.
- x** b) V, V, V, F e V.
- c) V, V, V, F e F.
- d) V, V, F, F e V.
- e) F, F, F, V e V.

14. (Olimpíada Brasileira de Química) Em muitas culturas há registros de diferentes objetos produzidos para atividades similares. Um exemplo desses aparatos tecnológicos é mostrado na figura abaixo.

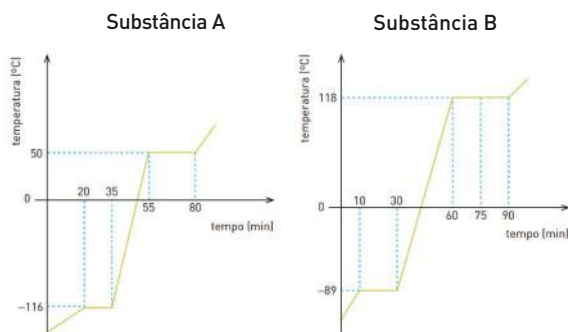


Reprodução/Olimpíada Brasileira de Química, 2015.

Esse equipamento é um(a)

- a) centrífuga.
- x** b) condensador.
- c) nebulizador.
- d) panela de pressão.

15. (Uerj) Observe os diagramas de mudança de fases das substâncias puras A e B, submetidas às mesmas condições experimentais.



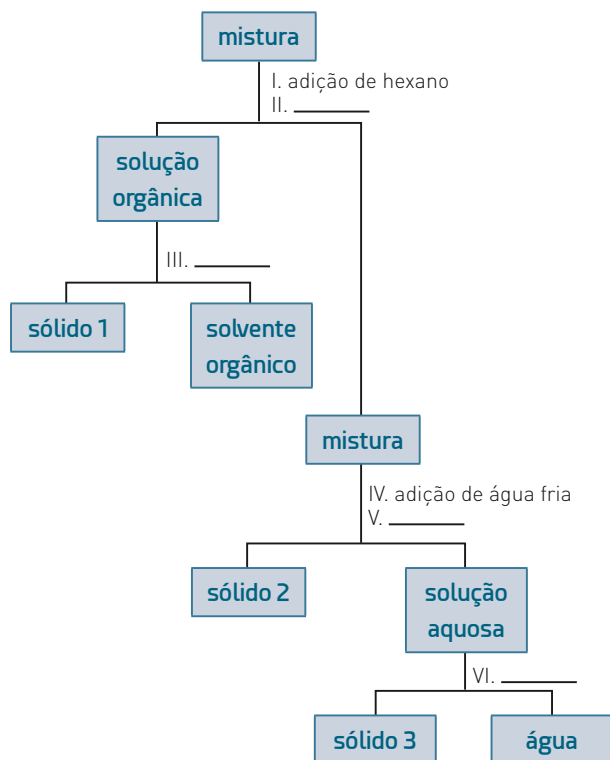
Reprodução/UERJ, 2013.

Indique a substância que se funde mais rapidamente. Nomeie, também, o processo mais adequado para separar uma mistura homogênea contendo volumes iguais dessas substâncias, inicialmente à temperatura ambiente, justificando sua resposta.

16. (Cefet-MG) Em uma aula prática, um grupo de alunos recebeu uma mistura sólida contendo três substâncias (A, B e C), cujas características se encontram na tabela seguinte.

Substâncias	Solubilidade		
	água fria	água quente	hexano
A	solúvel	solúvel	insolúvel
B	insolúvel	solúvel	insolúvel
C	insolúvel	insolúvel	solúvel

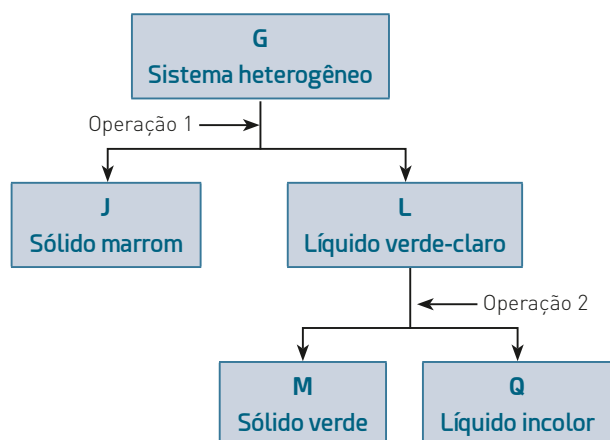
Terminada a prática, o grupo propôs o seguinte fluxograma:



A partir dos dados obtidos, é correto afirmar que o(s)

- a) sólido 1 corresponde à substância A.
- ✗ b) sólido 2 corresponde à substância B.
- c) sólido 3 corresponde à substância C.
- d) procedimentos II e V correspondem às destilações.
- e) procedimentos III e VI correspondem às decantações.

17. (Uece) Um sistema heterogêneo G é constituído por uma solução verde-claro e um sólido marrom. Esse sistema foi submetido ao seguinte esquema de separação:



Ao destilar-se o líquido Q sob pressão constante de 1 atmosfera, verifica-se que sua temperatura de ebulição variou entre 115 °C e 130 °C. Considerando o esquema acima, assinale a afirmação verdadeira.

- a) A operação 1 é uma destilação simples.
- ✗ b) O sistema heterogêneo G tem, no mínimo, 4 componentes.
- c) A operação 2 é uma decantação.
- d) O líquido incolor Q é uma substância pura.

18. (Unicamp-SP) Na figura 1 abaixo estão indicadas as diversas massas de ar (1, 2, 4, 5 e 6) que atuam no território brasileiro durante o verão. Na figura 2 é apresentado o esquema de um aparelho utilizado em laboratórios químicos. Pode-se dizer que há uma analogia entre o fenômeno da ocorrência de chuva no Brasil durante o verão e o funcionamento do aparelho.

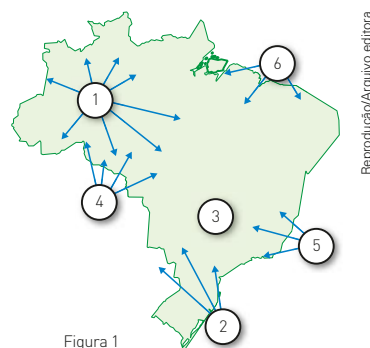


Figura 1

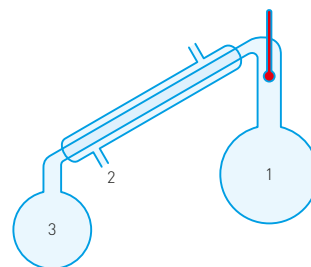


Figura 2

- a) É possível correlacionar as partes com numeração igual nas duas figuras. Assim, desempenham funções parecidas em fenômenos diferentes as partes indicadas por 1, 2 e 3. Com base nessa correlação, e a partir do funcionamento do aparelho, explique como ocorre um tipo de chuva nas regiões Centro-Oeste e Sudeste no verão.
- b) Na figura 1, o número 4 representa a massa de ar tropical continental (mTc), quente e seca. Explique, do ponto de vista das transformações físicas da água, como essa massa de ar poderia ser responsável pelo atípico regime de chuvas nas regiões Centro-Oeste e Sudeste ocorrido no verão de 2013-2014.

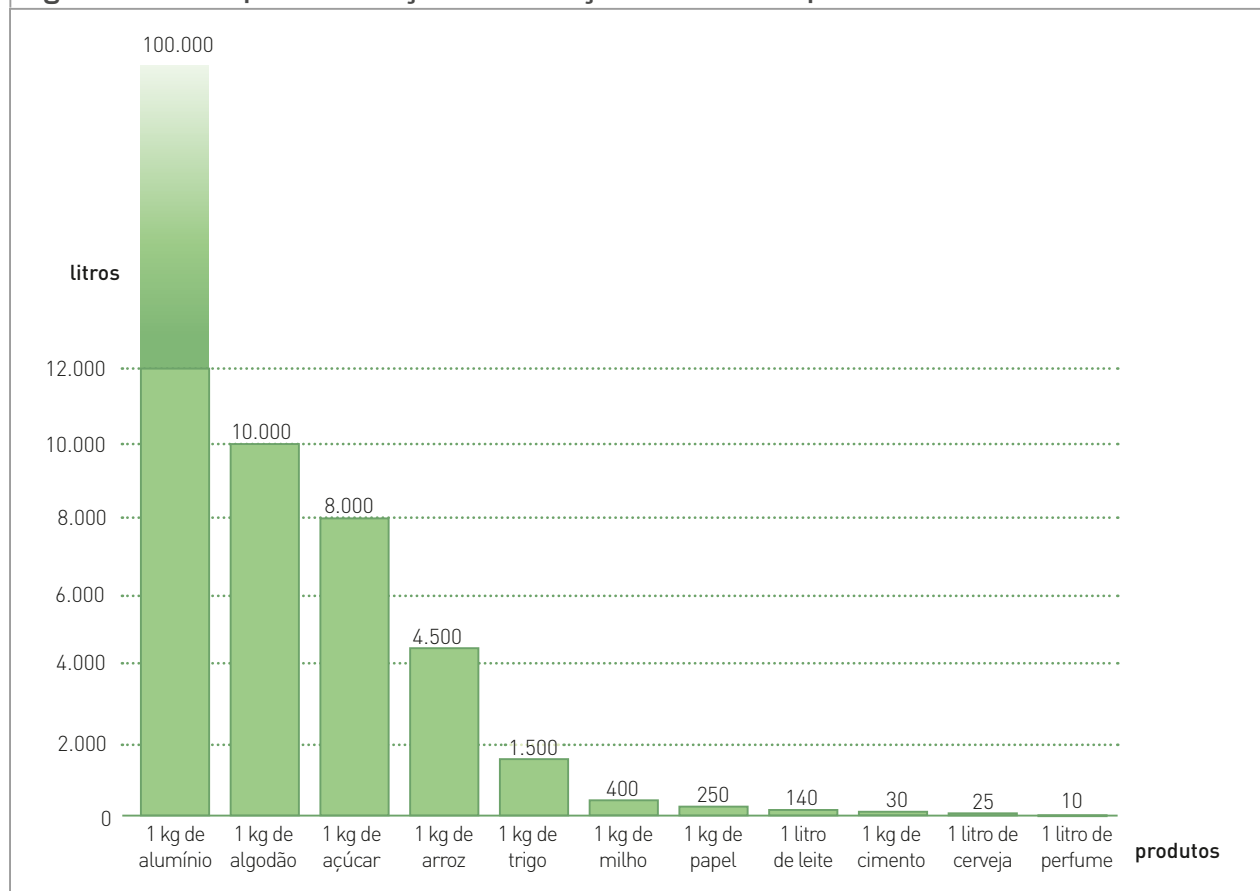
“Água virtual”

A água doce usada pelos seres vivos, inclusive por nós, seres humanos, localiza-se principalmente em rios, lagos e abaixo da superfície do solo (água subterrânea). Segundo dados aproximados do Programa das Nações Unidas para o Desenvolvimento (PNUD), apenas 8% dessa água é usada nas residências (uso público); 12% é utilizada pelas indústrias e 80% irriga plantações.

Assim, além do consumo direto em nossas residências, a água é utilizada na produção de diversos produtos que consumimos.

O gráfico a seguir mostra a quantidade de água utilizada para a obtenção de alguns produtos. Essa é a chamada “água virtual”, pois foi consumida, mas não se encontra no produto. Note que as quantidades necessárias de água para a produção de certos produtos são extremamente altas.

Água necessária para a obtenção ou fabricação de diferentes produtos



Fonte: Cité des Sciences et de l'industrie. Universidade de Genebra, Suíça.

Todo esse consumo na agricultura, nas indústrias e nas residências faz com que ela se torne um bem muito valioso e também cada vez mais escasso. Se considerarmos que a população mundial em 2030 possa ser superior a 8 bilhões de habitantes, não é difícil imaginar que a escassez de água se torne cada vez maior, a não ser que mudemos nossos hábitos de vida.

O que podemos fazer? Podemos economizar, evitar desperdício, mudar nossos hábitos de consumo de água, reduzir o consumo de produtos que requerem muita água na sua produção e também exercer nossa cidadania, cobrando de nossos governantes a manutenção da infraestrutura urbana (como os encanamentos subterrâneos) e a implantação de medidas que contribuam para a preservação do meio ambiente.

Reflita

Qual deve ser a quantidade de água ("água virtual") necessária para a fabricação dos produtos que compõem a cesta básica nacional?

Reproduza a tabela em seu caderno e calcule a quantidade de água preenchendo cada item de acordo com o exemplo.

Alimentos	Cesta Básica Nacional	Água necessária para produzir 1 kg ou 1 L do produto (L) – "água virtual"*	Volume de água necessário (L)
Carne (gado)	6,0 kg	15 500	93 000
Leite	15,0 L	1 000	
Feijão	4,5 kg	5 850	
Arroz	3,0 kg	3 400	
Farinha	1,5 kg	1 300	
Batata	6,0 kg	300	
Legumes (tomate)	9,0 kg	950	
Pão francês	6,0 kg	3 000	
Café em pó	0,6 kg	12 000	
Frutas (banana)	11 kg (90 unid.)	500	
Açúcar	3,0 kg	1 800	
Banha/óleo de soja	1,5 kg	5 400	
Manteiga	0,9 kg	18 000	
Total			

Cesta básica: é o nome dado a um conjunto de produtos alimentícios, estipulados por lei, normalmente consumidos por uma família durante um mês. Serve apenas como referência, já que a quantidade e o tipo dos produtos são adaptados à realidade de cada estado.

Fonte: DIEESE – provisões mínimas nacionais estipuladas pelo Decreto Lei nº 399 de 1938. <<http://www.dieese.org.br/metodologia/metodologiaCestaBasica.pdf>> e <http://www.meioambiente.pr.gov.br/arquivos/File/coea/pncpr/PEGADA_AGUA.pdf>. Acesso em: 16 out. 2017.



A água potável é um bem finito?

Atividades práticas

I. Para separar sal de areia

Material

- 1 colher de sopa de sal de cozinha
- coador de café de papel
- 1 colher de sopa de areia
- 1 recipiente
- água

Procedimento

No recipiente, misture bem 1 colher de sopa de sal e 1 colher de sopa de areia. Depois, adicione água ao recipiente e agite-o novamente com a colher. Em seguida, utilize o coador de café para filtrar o sistema.

Observe o que ficou retido no coador e o que passou por ele.

Depois, coloque mais água no coador a fim de retirar todo o sal misturado com a areia. Reserve a solução aquosa de sal (filtrado).

Que nome você daria a esse processo, considerando que foi dissolvido somente um dos componentes da mistura?

A seguir, submeta o filtrado a uma nova filtração utilizando um novo coador e responda:

1. Fica retida alguma substância no papel de filtro?
2. Qual a composição do filtrado obtido?
3. Como separar o sal da água usada para lavar a areia?

II. Cromatografia em papel

A cromatografia é uma técnica de análise que permite identificar os componentes de determinadas misturas em solução.

Existem vários tipos de cromatografia que são utilizadas de acordo com a solução que se deseja analisar.

Um processo simples de cromatografia é o realizado em papel, que pode ser feito da seguinte maneira: inicialmente se faz uma marca ou um risco com a amostra a ser analisada um pouco acima da extremidade de uma tira de papel de filtro. Depois de seca, essa extremidade do papel é colocada em contato com um solvente adequado. À medida que o solvente é absorvido pela tira, os diferentes componentes da mistura “sobem” por ela com velocidades variadas, separando-se.

Material

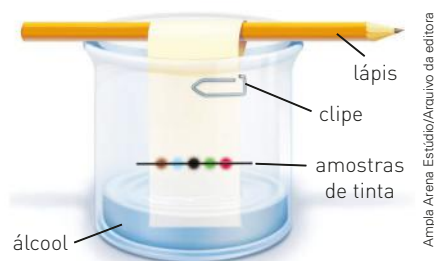
- coador de café de papel
- tesoura
- canetas hidrográficas nas cores marrom, azul, preta, verde e vinho

- copo
- lápis
- régua
- clipe
- álcool

Procedimento

Recorte do coador de café uma tira com comprimento de 13 cm e largura de 5 cm. É importante que as fibras fiquem no sentido do comprimento. A tira deve ser manuseada somente pelas suas extremidades.

Pegue o lápis e trace uma reta horizontal a 2 cm da extremidade inferior da tira. Em seguida, desenhe cinco pequenas circunferências sobre essa linha, preenchendo cada uma delas com uma cor diferente: marrom, azul, preta, verde e vinho. Espere a tinta secar. Use o clipe para adaptar a tira ao lápis, conforme indicado na figura a seguir.



Depois, coloque essa tira em um copo com álcool suficiente para umedecer sua parte inferior. Cuidado para não submergir a linha contendo as amostras de tinta. Observe o que irá acontecer após certo tempo.

1. Observando a tira, qual ou quais tintas são compostas por mais de um pigmento?
2. Indique as cores observadas na separação de cada tinta.
3. Qual é a cor que está mais afastada do traço inferior? Esse pigmento é o que apresenta maior ou menor mobilidade no papel? Justifique.
4. Considerando que cada pigmento é formado por um tipo de partícula (são substâncias diferentes), tente relacionar a massa dessas partículas com sua mobilidade.
5. Repita o experimento substituindo o álcool por água. Compare os resultados e o tempo transcorrido e tente explicar as diferenças ou semelhanças observadas.

Transformações da matéria

Transformações físicas e químicas

Qualquer transformação sofrida pela matéria pode ser classificada em **física** ou **química**.

A classificação das transformações é feita com base em observações e nas propriedades das substâncias.

Para entender melhor, observe as imagens.

Fotos: Rita Barreto/Fotobarena



// Ao queimarmos uma vela de parafina, primeiro observamos a formação de um líquido na região próxima à base do pavio, e parte dele escorre pela vela (esquerda). Com o tempo, à medida que o líquido se afasta da chama (fonte de calor), ele se solidifica. Além disso, a vela diminui de tamanho. Durante a queima da vela, a pressão atmosférica foi mantida constante.

Se, em laboratório, analisarmos uma amostra da vela antes de sofrer a transformação, e uma amostra do material que escorreu e se solidificou, veremos que ambas apresentam as mesmas propriedades:

- cor: branca;
- estado físico na temperatura ambiente (20 °C): sólido;
- solubilidade em água: insolúvel;
- densidade (d): aproximadamente 0,88 g/cm³ (20 °C);
- temperatura de fusão (TF): entre 47 °C e 65 °C.

Essas propriedades caracterizam a parafina, e o fato de serem a mesma antes e depois da transformação nos indica que não houve mudança na composição da substância, mas somente uma modificação da aparência.

Como não houve nenhuma alteração nas propriedades físicas da parafina, isto é, ela continuou sendo parafina, dizemos que ocorreu uma **transformação física**.

Nas transformações físicas, a forma, o tamanho, a aparência e o estado físico podem mudar. Porém, a constituição da substância não sofre alterações.

Veja, no quadro a seguir, alguns exemplos de transformações físicas segundo os tipos de mudança envolvidos.

Transformações físicas	Mudanças
Transformação de barra de cobre em fios; produção de joias de ouro.	forma
Obtenção de carvão em pó por trituração.	tamanho
Dissolução de açúcar em água.	aparência
Congelamento da água; formação de neblina.	estado físico

As principais transformações físicas são as mudanças de estado físico.

Durante a queima da vela, uma parte da parafina derrete e uma parte se vaporiza, o que caracteriza uma transformação física. Porém, uma parte do vapor é queimada (sofre combustão), produzindo novas substâncias.

Uma dessas substâncias – cuja existência pode ser comprovada colocando-se um pires de porcelana branca sobre a chama – é o carvão (fuligem).



// Colocando-se um prato branco de porcelana sobre a chama da vela, podemos perceber o aparecimento de uma mancha preta, formada por carvão. **CUIDADO:** Não tente fazer esse experimento. Ele pode causar graves queimaduras.

Além da fuligem, formam-se outras substâncias que não são percebidas visualmente, mas que podem ser coletadas e identificadas por meio do estudo de suas propriedades. Entre elas, podemos citar: o gás carbônico ou dióxido de carbono gasoso (CO_2), o monóxido de carbono (CO) e a água no estado de vapor (H_2O).

Essa transformação, na qual ocorre a formação de novas substâncias a partir das substâncias iniciais, é classificada como **transformação química** ou **reação química**.

Para confirmar se houve uma reação química, não basta a observação visual. É necessário comparar as propriedades das substâncias iniciais com as das formadas após a reação.

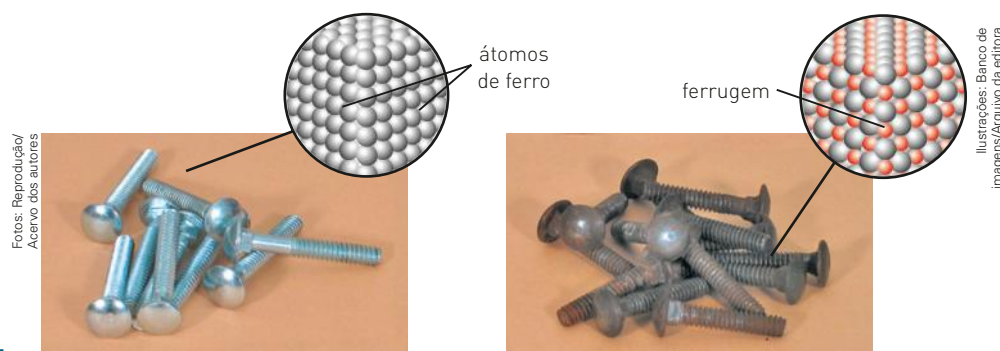
Você já viu algumas propriedades da parafina. Veja agora algumas propriedades de duas substâncias produzidas na queima da parafina:

	Cor	Estado físico na temperatura ambiente	Temperatura de fusão	Densidade
Água	incolor	líquido	0 °C	1000 g/L
Dióxido de carbono	incolor	gás	-56,57 °C	1,79 g/L

// Comprimidos efervescentes adicionados à água originam novas substâncias. As bolhas evidenciam a formação de um gás. Nesse caso, o gás carbônico.

A análise das propriedades permite confirmar a ocorrência de uma transformação química ou reação química.

Veja dois exemplos de reações químicas.



 CORES FANTASIA

 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

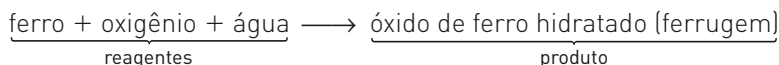
// Quando parafusos de ferro são expostos ao ar atmosférico, após certo tempo forma-se uma substância de cor avermelhada, a ferrugem. Ela se forma devido à reação química entre o ferro, o oxigênio e o vapor de água presentes no ar.

As substâncias iniciais envolvidas em um fenômeno químico são denominadas **reagentes**, enquanto as substâncias formadas após a reação são denominadas **produtos**. A reação química pode ser representada por uma **equação química**, que se assemelha a uma equação matemática por apresentar dois membros: reagentes e produtos. Ambos devem ser separados por uma seta indicativa da orientação do fenômeno:

- reagentes (estado inicial): são anotados do lado esquerdo;
- produtos (estado final): são anotados do lado direito.

reagentes $\longrightarrow$ produtos

No exemplo dos parafusos, a transformação química, ou a reação química, pode ser representada pela equação:



Existem situações em que podemos reconhecer a ocorrência de uma reação pela observação visual das alterações que ocorrem no sistema, tais como:

- **Mudança de cor.** Exemplos: queima de papel; água sanitária em tecido colorido; queima de fogos de artifício.
- **Liberação de um gás (efervescência).** Exemplos: antiácido estomacal em água; bicarbonato de sódio (fermento de bolo) em vinagre.
- **Formação de um sólido.** Ao misturar dois sistemas líquidos ou um sistema líquido e um gás, poderá ocorrer a formação de uma nova substância sólida. Exemplos: líquido de bateria de automóvel + cal utilizada na construção civil dissolvida em água; água de cal + um dos gases presentes no ar (gás carbônico).
- **Aparecimento de chama ou luminosidade.** Exemplos: álcool queimando, luz emitida pelos vaga-lumes.

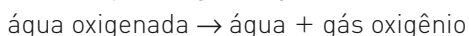
Exercício resolvido

É comum o uso de água oxigenada como agente desinfetante em cortes e ferimentos.

Quando entra em contato com o sangue do ferimento, a água oxigenada se decompõe, produzindo água e liberando gás oxigênio, que é o responsável pela efervescência. Com base nessa informação, responda: ocorre transformação física ou química durante o procedimento? Justifique sua resposta e indique a equação, caso a transformação seja química.

Solução

Ocorre uma transformação química, evidenciada pela liberação do gás oxigênio (efervescência). Nessa reação, a água oxigenada deu origem a duas novas substâncias: água no estado líquido e gás oxigênio.



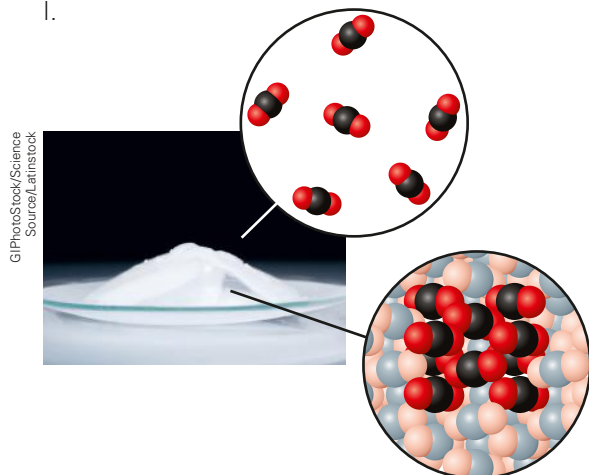
schankz/Shutterstock

// Água oxigenada em contato com ferimento.

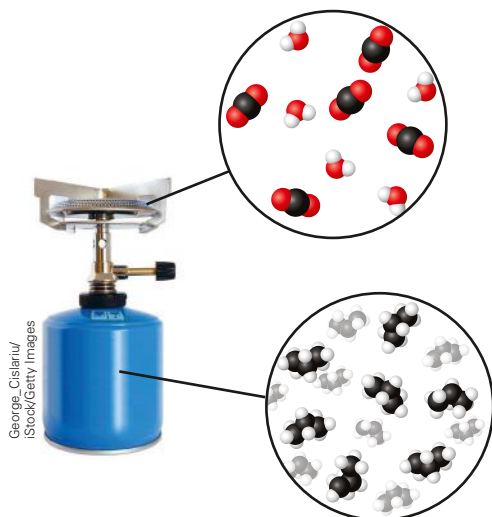
Fundamentando seus conhecimentos

1. Observe as imagens (I e II) e responda.

I.

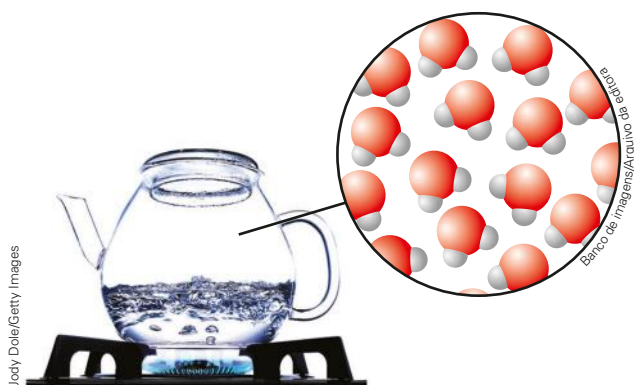


II.

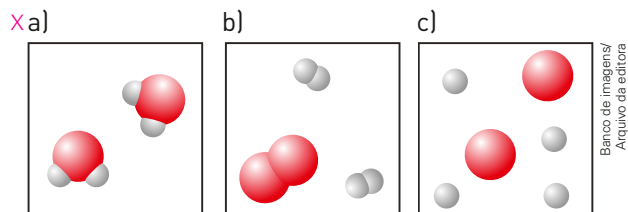


- Em qual delas ocorreu uma mudança de estado? Qual é o nome dessa mudança? **I**
- Qual mostra uma transformação química? Justifique. **II**

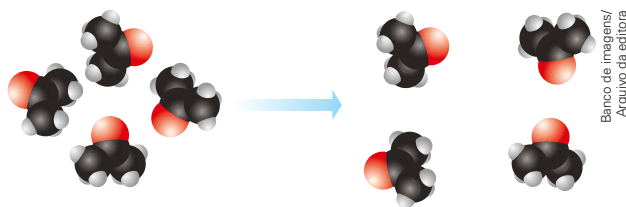
2. A imagem mostra um líquido em ebulição.



Qual das ilustrações a seguir representa as moléculas da mesma substância no estado de vapor?



3. A ilustração mostra um modelo que representa moléculas de acetona antes e após uma mudança.



Essa mudança representa uma transformação física ou química? **Física**

4. Observe a sequência de fotografias.

I.



II.



III.



Responda:

- Qual é o principal componente do papel?
- Qual é a matéria-prima utilizada na produção do papel?
- Na primeira fotografia, o papel está amassado. Amassar o papel é uma transformação física ou química? Justifique.
- O que está ocorrendo na segunda fotografia é uma transformação física ou química? Justifique.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Classifique as transformações em físicas ou químicas:

- a) secagem de roupa pendurada no varal;
- b) desaparecimento de bolinhas de naftalina colocadas em armários;
- c) produção do álcool a partir da cana-de-açúcar;
- d) produção do suco de tomate;
- e) produção de vinho a partir da uva;
- f) queima de um palito de fósforo;
- g) batida de carros;
- h) explosão após uma batida de carros;
- i) obtenção da gasolina a partir do petróleo;
- j) queima da gasolina;
- k) produção de plásticos a partir do petróleo;
- l) enferrujamento de um prego;
- m) fabricação de fios de cobre a partir de uma barra de cobre;
- n) fotossíntese realizada pelas plantas;
- o) fabricação da coalhada a partir do leite;
- p) decomposição da luz solar por um prisma;
- q) dissolução do açúcar ou do sal de cozinha quando colocados em pequena quantidade e agitados em determinado volume de água;
- r) uso de sal de fruta dissolvido em água para combater a azia.

2. (UTFPR) Cíntia acordou de manhã e escovou os dentes mantendo a torneira aberta. Ligou o chuveiro para **esquentar a água**, pois queria tomar um banho quente. Após o banho, penteou o cabelo. Não conseguiu pentear bem porque o **espelho estava embaçado**. Saiu do banheiro deixando a luz acesa e foi para a cozinha. Acendeu o fogão a gás. **A queima do gás** forneceu energia para a fervura da água. Fez o café. **Colocou açúcar no café com leite** e pôs uma fatia de pão na torradeira – mas **o pão queimou**. Tomou, então, só café com leite e saiu correndo para trabalhar. No texto, em negrito, estão indicadas transformações físicas e transformações químicas. Destas transformações, o número de transformações químicas é igual a:

- a) 1.
- c) 3.
- e) 5.
- ☒ b) 2.
- d) 4.

3. (IFSC) As reações químicas costumam ocorrer acompanhadas de alguns efeitos que podem dar a dica de que elas estão ocorrendo.

Assinale a alternativa em que a imagem NÃO apresenta uma reação química.

a) Queimar uma vela.



Reprodução/IFSC, 2015.

b) Corrosão.



Reprodução/IFSC, 2015.

c) Fumaça da chaminé da indústria.



Reprodução/IFSC, 2015.

d) Acendimento do fogão.



Reprodução/IFSC, 2015.

☒ e) Filtração.



Reprodução/IFSC, 2015.

4. (Udesc) Uma companhia de reciclagem comprou algumas toneladas de garrafas PETs (poli (etileno tereftalato)) de uma Cooperativa de catadores de materiais recicláveis. Antes de o material ser usado, o laboratório físico-químico desta companhia colheu uma amostra e a submeteu a uma série de testes. Um desses testes consiste em colocar uma fração da amostra em um equipamento e aquecê-la até o plástico derreter.

Assinale a alternativa que descreve a transformação que ocorreu com a amostra.

- a) A amostra sofreu solidificação, cujo fenômeno é classificado como químico.
- ☒ b) A amostra foi fundida, cujo fenômeno é classificado como físico.
- c) A amostra entrou em ebulição, que é um fenômeno classificado como físico.
- d) A amostra sofreu um fenômeno físico denominado condensação.
- e) A amostra passou do estado sólido para o estado gasoso, fenômeno denominado sublimação.

5. (UFSM-RS) Errantes eram os primeiros grupos humanos que perambulavam pela região Sul. Os primeiros habitantes cozinhavam seus alimentos sobre pedras aquecidas, dentro de recipientes de couro cheios de água ou envolvidos em folhas vegetais e cobertos por terra.

Classifique em físicos e químicos os fenômenos a seguir.

- | | |
|------------|--------------------|
| 1. Físico | a. cozer alimentos |
| 2. Químico | b. evaporar água |
| | c. queimar madeira |

A sequência correta é:

- | | |
|------------------|---------------------------|
| a) 1a – 1b – 1c. | x d) 2a – 1b – 2c. |
| b) 2a – 1b – 1c. | e) 2a – 2b – 1c. |
| c) 1a – 2b – 2c. | |

6. [Colégio Naval-RJ] Qual das opções abaixo apresenta somente reações químicas?
- Sublimação da naftalina, dissolução do iodo, evaporação da água.
 - Amadurecimento de frutas, queda de um corpo, desbotamento de tecidos.
 - Atração de um pedaço de ferro por um ímã, cristalização do sal, ventilação.

- Formação de icebergs, fusão de um fio de solda, acendimento de uma lâmpada incandescente.
- x** e) Digestão de alimentos, formação de ferrugem, combustão da gasolina.

7. [PUC-MG] Considere os fatos representados a seguir.

- Um pedaço de isopor flutuando na água.
- O açúcar se tornando caramelo quando aquecido acima do seu ponto de fusão.
- O ferro dissolvendo um ácido clorídrico com liberação de gás.
- Um sal se dissolvendo quando colocado em um copo com água quente.
- Um prego sendo atraído por um ímã.

São fenômenos químicos:

- | | |
|----------------|-----------------------|
| a) III e IV. | x c) II e III. |
| b) I, III e V. | d) II e IV. |

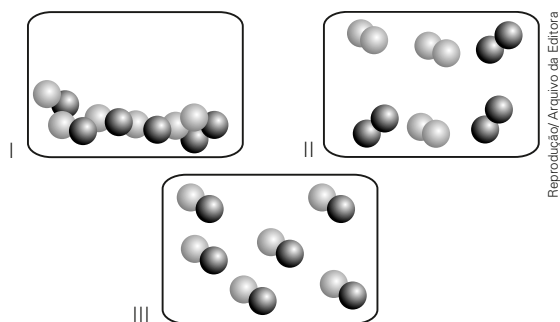
Desafiando seus conhecimentos

1. [Cefet-SC] Considere as seguintes situações:
- Acetona derramada sobre a pele;
 - Fermentação da massa na fabricação de pães;
 - Cozimento de um ovo;
 - Destilação fracionada do petróleo;
 - Dissolução de cloreto de sódio em água.

São fenômenos químicos:

- x** a) II e III, somente.
- b) I, II e V, somente.
- c) I e III, somente.
- d) I, II e IV, somente.
- e) III e IV, somente.

2. [PUC-MG] Observe com atenção os recipientes a seguir. Os círculos representam átomos. Átomos de diferentes elementos são representados por cores diferentes.



É incorreto afirmar:

- A passagem de I para II representa uma transformação química.

- A passagem de I para III representa uma mudança de estado.
- Os recipientes II e III contêm compostos diferentes.
- x** d) Os recipientes I e II contêm o mesmo composto.

3. [Vunesp-SP] A elevação da temperatura de um sistema produz, geralmente, alterações que podem ser interpretadas como sendo devidas a processos físicos ou químicos.

Medicamentos, em especial na forma de soluções, devem ser mantidos em recipientes fechados e protegidos do calor para que se evite:

- a evaporação de um ou mais de seus componentes;
- a decomposição e consequente diminuição da quantidade do composto que constitui o princípio ativo;
- a formação de compostos indesejáveis ou potencialmente prejudiciais à saúde.

A cada um desses processos – I, II e III – corresponde um tipo de transformação classificada, respectivamente, como:

- | |
|--|
| a) física, física e química. |
| x b) física, química e química. |
| c) química, física e física. |
| d) química, física e química. |
| e) química, química e física. |

A estrutura atômica

UNIDADE

3

A aurora boreal é um fenômeno luminoso que pode ser observado nas regiões polares.

Você sabia que a aurora boreal está relacionada com os componentes da matéria? Que componentes seriam estes?

WanRu Chen/Moment/Getty Images

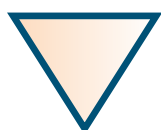
Aurora boreal na Noruega.

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

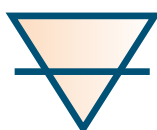
- História da Química.
- Leis ponderais.
- Teoria atômica de Dalton.
- Modelo de Thomson.
- Modelo de Rutherford.
- Modelo de Rutherford-Bohr.

História da Química

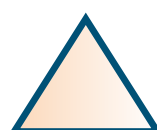
As primeiras tentativas de entender os fenômenos naturais surgiram no século V a.C., na Grécia. Um filósofo dessa época, chamado Empédocles, imaginou que toda matéria era formada por quatro elementos – água, terra, fogo e ar –, aos quais foram atribuídos os seguintes símbolos:



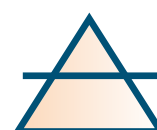
água



terra



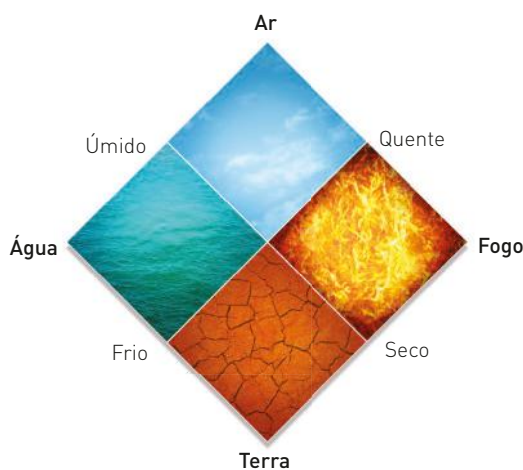
fogo



ar

Banco de imagens/
Arquivo da editora

Por volta de 350 a.C., um dos mais conhecidos filósofos gregos, Aristóteles, aprimorou a ideia dos quatro elementos, associando a cada um deles duas “qualidades”: frio ou quente e seco ou úmido.



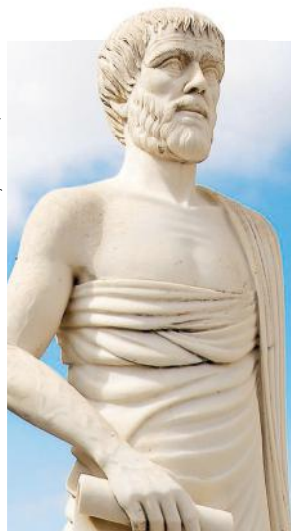
Cada um desses elementos poderia transformar-se em outro pela adição ou remoção da “qualidade”. Isso também seria possível misturando-se outro elemento em certas proporções: por exemplo, o ar poderia transformar-se em fogo pela adição de calor.

Essas ideias justificaram os dias de trabalho árduo dos alquimistas, entre os séculos I e XV, na tentativa de obter ouro a partir da combinação de outros metais. Se tanto o chumbo como o ouro são formados por fogo, ar, terra e água, não seria possível ajustar as proporções das substâncias formadoras desses metais de tal forma que o obscuro e vulgar chumbo pudesse transformar-se em ouro, precioso e brilhante?

A pergunta, embora razoável, ficou sempre sem resposta. Vários métodos pareceram conduzir os alquimistas ao caminho certo, criando a crença de que o espírito universal poderia, de alguma forma, ser concentrado em uma peça particular de matéria que teria a propriedade de executar tal transmutação: a **pedra filosofal**. Essa pedra teria o poder de transformar qualquer metal em ouro.

Os alquimistas também estavam interessados em produzir o **elixir da longa vida**, que tornaria o ser humano imortal.

Andrejs Marcenko/Shutterstock



// Monumento a Aristóteles, Estagira, Grécia.

Um amuleto poderoso dos alquimistas

ABRACADABRA! Acreditava-se que essa palavra, quando escrita na forma de um triângulo equilátero, tornava-se um amuleto de grande eficiência contra todas as doenças. Esse amuleto deveria ser pendurado no pescoço ou colocado sobre o estômago para prolongar a vida de quem o usasse.

Para formar essa palavra enigmática, usavam-se letras maiúsculas do alfabeto grego:

ABPA	CAΔ	ABPA	(em grego, com transliteração para o alfabeto latino)
ABRA	CAD	ABRA	(em português)

As três letras em grego do 2º conjunto (CAΔ) corresponderiam às iniciais de três palavras em grego: C = salvação (vem); A = do (origem) e Δ = conhecimento. A explicação dessa palavra misteriosa também passa pelo hebraico: as letras em grego do 1º e 3º conjuntos (ABPA) corresponderiam às iniciais de três palavras hebraicas: A — Ab = Pai; B — Ben = Filho; P — Rovakh = Espírito (Santo).

Nem todos os filósofos gregos da Antiguidade tinham a mesma concepção a respeito da natureza da matéria. Por volta de 400 a.C., os filósofos gregos Leucipo e Demócrito elaboraram a filosofia atômica, segundo a qual toda matéria era constituída de pequenas partículas indivisíveis, denominadas **átomos**.

De acordo com Leucipo e Demócrito, toda a natureza era formada por átomos e vácuo. Os átomos eram partículas tão pequenas que não podiam ser vistas, idênticas em sua composição, mas diferentes no tamanho e na forma, e mais: sempre tinham existido e sempre iriam existir.

Assim, as diferentes propriedades dos corpos seriam explicadas pelas diferenças de tamanho, forma e movimento dos átomos.

Demócrito afirmava que todas as coisas, inclusive a alma, eram feitas de matéria, formada pela união temporária de átomos: “Na verdade, só existem átomos e vazio”.

Em 1661, Robert Boyle (1627-1691) fundamentou a Química como Ciência com a publicação do seu livro *The Sceptical Chemist* (“O químico cético” ou “O químico que não confia”).

O maior mérito de Boyle foi introduzir o “método científico” no estudo da Química. Um dos seus trabalhos consistiu em mostrar que várias substâncias não podiam ser desdobradas em duas ou mais pelos métodos experimentais. Essas substâncias foram por ele denominadas **elementos químicos**.

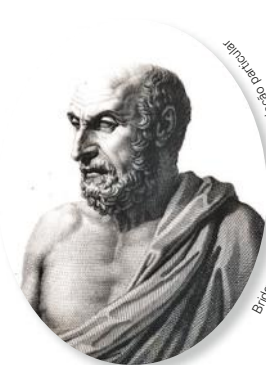
Outro cientista muito importante para o desenvolvimento da Química como uma ciência experimental foi Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Lavoisier introduziu o uso da balança nas pesquisas químicas.

Suas pesquisas, envolvendo cuidadosas pesagens, levaram-no a descobrir e justificar fatos que outros cientistas não tinham conseguido por subestimarem o uso criterioso da balança.

Leis ponderais

A partir do trabalho de Lavoisier, os cientistas começaram a perceber que os fenômenos químicos apresentavam certas regularidades, às quais foram dados tratamentos matemáticos, o que permitiu sua expressão na forma de leis. Essas leis, chamadas **leis das combinações químicas**, permitiram a elaboração de cálculos relacionando matematicamente as quantidades de reagentes e produtos participantes de uma reação química.

Genericamente, essas leis que relacionam massas são denominadas **leis ponderais**, sendo a lei da conservação das massas, de Lavoisier, a primeira delas.



Gravura de Alexandre Day, retratando o filósofo grego Demócrito, feita a partir de um busto que se encontra no Museu do Vaticano.

Lei da conservação das massas

Essa lei foi proposta, por volta de 1775, por Lavoisier e é popularmente enunciada da seguinte maneira:

Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

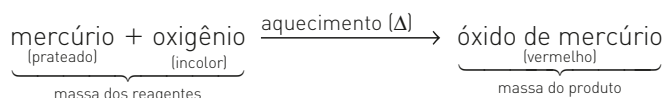
Isso significa que em uma reação química a matéria não é criada nem destruída.

A lei da conservação das massas foi proposta por Lavoisier após a realização, em 1773, do experimento descrito a seguir.

Lavoisier colocou em um frasco uma quantidade do metal mercúrio (Hg) e, após fechá-lo hermeticamente, determinou sua massa.

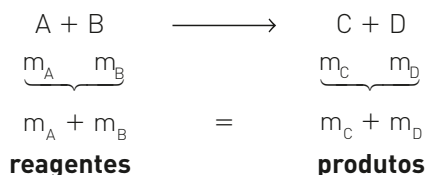
Em seguida, esse **sistema fechado** foi colocado em um forno de alta temperatura. Após certo tempo, esse frasco foi pesado novamente e apresentou a mesma massa, porém o mercúrio havia reagido com o gás oxigênio do ar contido no frasco formando uma nova substância: o óxido de mercúrio.

Esse experimento pode ser representado pela equação química:



Essa mesma experiência foi repetida muitas vezes, sempre utilizando balanças e determinando as massas dos reagentes e dos produtos, e permitiu que Lavoisier concluísse que:

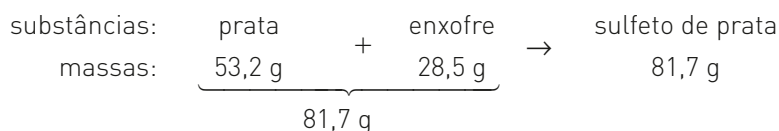
Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.



// Demonstração da validade da lei de Lavoisier na obtenção do sulfeto de prata (produto) a partir de prata (reagente) e enxofre (reagentes).



Fotos: Sergio Dotta Jr./Arquivo da editora



Lei das proporções definidas

Em 1799, Joseph Louis Proust (1754-1826), por meio da análise de substâncias puras, determinou que a composição em massa dessas substâncias era constante, independentemente de seu processo de obtenção. Assim, por exemplo, a água, não importando sua origem ou seu método de obtenção, sempre é formada por 11,1% em massa de hidrogênio e 88,9% em massa de oxigênio:

água	→	hidrogênio	+	oxigênio
100%		11,1%		88,9%
100 g		11,1 g		88,9 g

Assim, a composição da água apresentará sempre uma mesma relação entre as massas de hidrogênio e oxigênio para qualquer massa de água:

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{11,1\text{ g}}{88,9\text{ g}} \cong \frac{1}{8}$$

Na formação da água deveremos ter a combinação de hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 para 8 em massa. Se reagirmos 1 g de hidrogênio com 8 g de oxigênio, obteremos 9 g de água.

	hidrogênio	+	oxigênio	→	água
Proporção	1	:	8	:	9
Experimento A	10 g	+	80 g	→	90 g
Experimento B	5 g	+	40 g	→	45 g

Em função desses resultados, Proust enunciou a segunda lei ponderal ou lei das proporções definidas:

Toda substância apresenta uma proporção em massa constante na sua composição.



Science Photo Library/LatinStock

Joseph Louis Proust, químico francês que enunciou a lei das proporções definidas.

Lavoisier e Proust: dois destinos diferentes

Lavoisier esteve preso de novembro de 1793 a maio de 1794 quando, no dia 8, foi condenado à morte na guilhotina, acusado de peculato e traição aos ideais da Revolução Francesa. Ele foi preso e condenado não só por ser nobre, mas por ser sócio da *Ferme Generale* — empresa privada responsável pela coleta de taxas e impostos para o governo imperial francês.

O prédio em que Lavoisier esteve preso durante a Revolução Francesa localiza-se às margens do rio Sena e hoje é conhecido como *La Conciergerie*. Naquela época, os presos ficavam alojados em grandes celas coletivas, sem nenhuma privacidade ou higiene. Lavoisier, no entanto, por ter posses, gozava do privilégio de ter uma cela individual em que dispunha de mesa, cadeira, catre (cama simples) e um vaso sanitário.

O não menos nobre Joseph Louis Proust, ao contrário de Lavoisier, salvou sua cabeça da guilhotina ao fugir para a Espanha. Sob o patrocínio do rei Carlos IV, viveu e trabalhou em Madri, tendo fundado uma escola de Química em Segóvia. Naquela escola, estudando o carbonato de cobre retirado das minas da região e produzido em laboratório, formulou a lei das proporções definidas. Voltou à França já no final de sua vida, onde viveu alguns anos em retiro até falecer em 1826.



Arquivo do autor/Arquivo da editora

A escola de Química fundada por Proust em 1786 em Segóvia, na Espanha, atualmente abriga um museu onde se encontram guardados os originais de seu trabalho. Fotografia de 1999.

Lei das proporções múltiplas

Em 1803, já se sabia que duas ou mais substâncias podiam se combinar em proporções diferentes, originando compostos diferentes, com propriedades diferentes.

Sabia-se, por exemplo, que da combinação entre carbono e oxigênio podia se formar monóxido e dióxido de carbono (gás carbônico). Naquela época, John Dalton descobriu que, ao fixar a quantidade de uma substância presente nesses compostos, as massas da outra substância apresentariam entre si uma relação de números inteiros e pequenos (2, 3, ...).

No quadro abaixo estão apresentados os compostos obtidos da combinação entre carbono e oxigênio:

	carbono	+	oxigênio	→	monóxido de carbono
Experimento A	12 g	+	16 g	→	28 g
	carbono	+	oxigênio	→	dióxido de carbono
Experimento B	12 g	+	32 g	→	44 g

Sendo 16 g a massa de oxigênio consumida no experimento A e 32 g a massa consumida no experimento B, a relação entre elas é igual a:

$$\frac{\text{massa de oxigênio (experimento A)}}{\text{massa de oxigênio (experimento B)}} = \frac{16}{32} = \frac{1}{2}$$

Os **modelos** são criados para explicar um fenômeno ou o resultado de observações experimentais.

É muito importante ressaltar que nenhum modelo é definitivo. À medida que a ciência evolui, podem ser realizados novos experimentos e serem criados novos modelos.

Dalton enunciou suas descobertas com o nome de **lei das proporções múltiplas**:

Quando uma massa fixa (m) de uma substância A se combina com massas diferentes (m_1 , m_2 , ...) de uma substância B originando substâncias diferentes, as massas de B apresentam entre si uma relação expressa por números inteiros e pequenos.

Teoria atômica de Dalton

Dalton, a partir de trabalhos baseados em fatos e evidências experimentais, retoma a ideia do filósofo grego Demócrito e, em 1808, propõe uma teoria atômica para explicar a composição das substâncias. Essa teoria possibilitaria, posteriormente, a criação do primeiro modelo do átomo e expressa, em termos gerais, o seguinte:

- A matéria é constituída de pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas **átomos**.
- Um conjunto de átomos com as mesmas massas e tamanhos apresenta as mesmas propriedades e constitui um **elemento químico**.
- Elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas, tamanhos e propriedades diferentes.
- A combinação de átomos de elementos diferentes, em uma proporção de números inteiros, origina **substâncias** diferentes.
- Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos: são simplesmente rearranjados, originando novas substâncias.



// Representação do modelo de Dalton para átomos de diferentes elementos químicos, em cores fantasia.

Para melhor representar sua teoria atômica, Dalton substituiu os antigos símbolos químicos da alquimia por novos e criou símbolos para outros elementos que não eram conhecidos pelos alquimistas.

Como para ele os átomos eram esféricos, propôs que uma série de círculos com linhas, pontos ou letras representassem os diferentes elementos.

Hoje, sabemos que alguns dos elementos representados por Dalton são, na realidade, compostos químicos.

A tabela ao lado apresenta alguns dos símbolos usados pelos alquimistas e por Dalton para representar elementos químicos.

Até 1808, quando Dalton propôs a teoria atômica, eram conhecidos aproximadamente 50 elementos químicos. Por volta de 1810, o químico sueco Berzelius (1779-1848) organizou a notação química utilizada até essa data, que era bastante confusa, introduzindo como símbolo dos elementos as iniciais de seus nomes antigos (geralmente de origem latina).

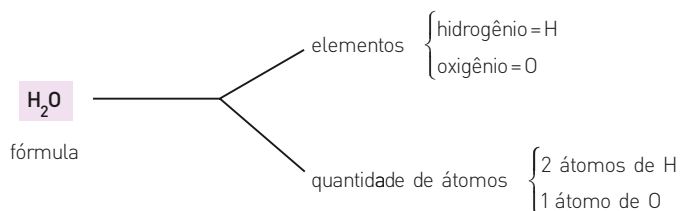
Esses símbolos, usados até hoje, são constituídos por uma ou duas letras de fôrma, sendo a primeira sempre maiúscula, e a segunda, quando existir, sempre minúscula, como vemos na tabela ao lado.

Atualmente, dos 118 elementos químicos conhecidos, 14 trazem como símbolo apenas uma letra, e os outros 104 são representados por duas letras.

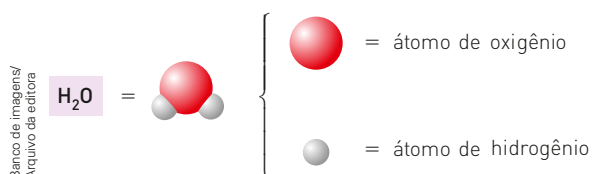
Para indicar a proporção de cada elemento na composição de determinada substância, Dalton associou um **índice** numérico aos símbolos. Essa notação, simples e funcional, foi logo adotada pelos químicos da época e permanece inalterada até os dias atuais.

A representação gráfica de uma substância, utilizando símbolos e índices numéricos, é denominada **fórmula** e indica a constituição de cada unidade formadora da substância. Assim, por exemplo, quando dizemos que a fórmula da água é **H₂O**, devemos entender que cada unidade de água é formada pela combinação de 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. A essas unidades que constituem as substâncias deu-se o nome de **moléculas**.

Veja uma molécula de água representada pela sua fórmula:



Veja a seguir outra representação muito utilizada para a molécula de água, na qual cada elemento químico é representado por esferas de diferentes cores e tamanhos:



Elemento	Alquimista	Dalton	Do inglês
ouro			G = <i>Gold</i>
prata			S = <i>Silver</i>
ferro			I = <i>Iron</i>
cobre			C = <i>Copper</i>

Elemento	Nome latino	Símbolo
sódio	<i>natrium</i>	Na
potássio	<i>kallium</i>	K
hidrogênio	<i>hydrogenium</i>	H
ouro	<i>aurum</i>	Au
cobre	<i>cuprum</i>	Cu

Ratikova/Shutterstock



Os átomos e as moléculas são entidades extremamente pequenas, que não podem ser visualizadas. Imagine que em uma gota de água com massa de aproximadamente $5 \cdot 10^{-2}$ g (0,05 g) existem cerca de $1,66 \cdot 10^{21}$ moléculas de água.

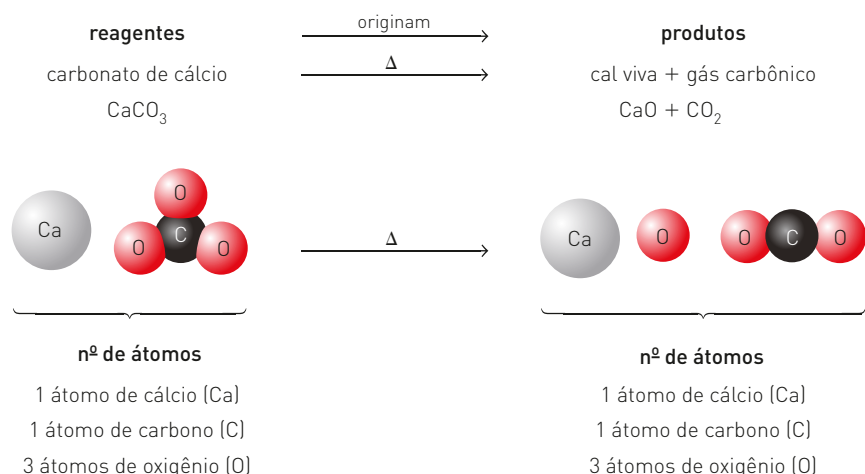
As explicações de Dalton para as leis ponderais

A teoria atômica de Dalton possibilitou o esclarecimento das leis ponderais, estabelecidas por Lavoisier e Proust.

Lei de Lavoisier (conservação da massa)

Lavoisier havia verificado que a massa total dos reagentes era igual à massa total dos produtos. Dalton, por sua vez, propôs que a matéria é formada por átomos que não podem ser criados nem destruídos; logo, durante uma reação química o número de átomos deve permanecer constante.

Utilizando os modelos já vistos, podemos representar uma reação química por:



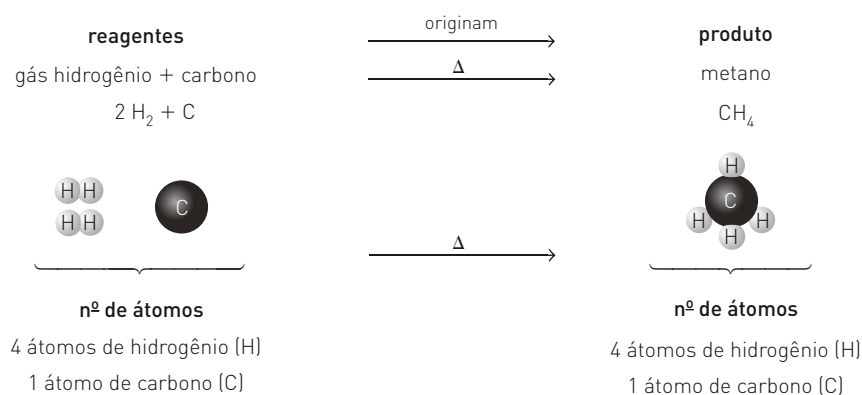
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

// O número de átomos se conserva durante a reação; portanto, a massa do sistema também se mantém constante.

Lei de Proust (proporções definidas)

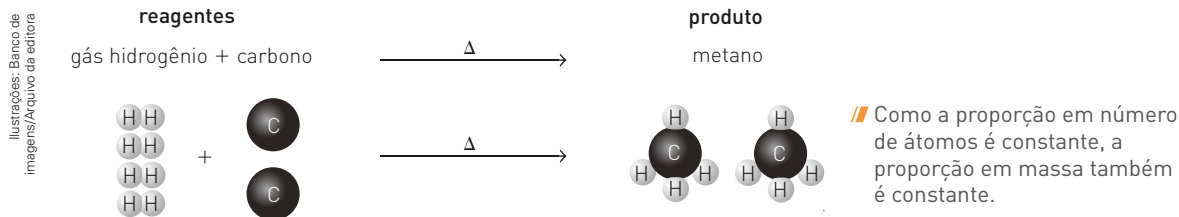
Proust havia determinado que uma substância sempre apresenta composição constante, o que pode ser explicado, em nível atômico, pela teoria de Dalton.

O metano, cuja fórmula é CH_4 , pode ser formado pela reação entre o gás hidrogênio (H_2) e o carbono (C).



// Em uma molécula de metano (CH_4), para cada átomo de carbono (C), existem 4 átomos de hidrogênio (H).

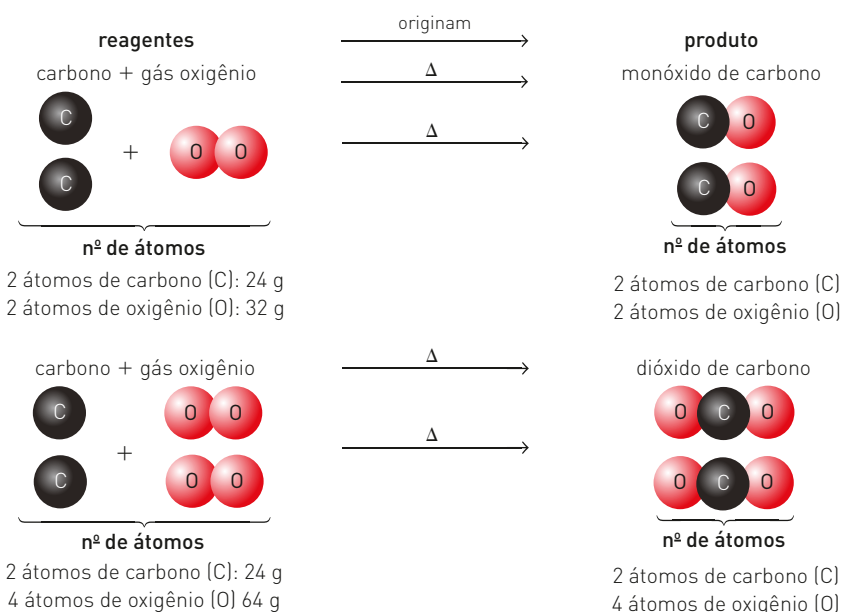
Se desejarmos obter duas moléculas de CH_4 , deveremos usar o dobro das quantidades tanto de hidrogênio quanto de carbono:



Qualquer que seja o método utilizado para a obtenção de metano, a proporção entre os átomos de hidrogênio e carbono se mantém constante.

Lei de Dalton (proporções múltiplas)

Dalton determinou que a massa fixa de um elemento pode se combinar com massas múltiplas de outro elemento, formando substâncias diferentes. Por exemplo, o carbono (C) pode se combinar com o gás oxigênio (O_2) em proporções diferentes, originando monóxido de carbono (CO) ou dióxido de carbono (CO_2).



// A massa de oxigênio no dióxido de carbono é o dobro da massa de oxigênio no monóxido de carbono, pois apresenta o dobro do número de átomos de oxigênio.

John Dalton

Dalton nasceu em Eaglesfield, na Inglaterra, em 1766, e era filho de um tecelão Quaker (membro de um grupo religioso de tradição protestante). A escola dos Quakers e a educação doméstica permitiram que Dalton recebesse uma boa formação. Em 1793, mudou-se para Manchester como professor de Matemática e de Filosofia do New College, onde publicou muitos trabalhos científicos.

Além de ter elaborado a teoria atômica, Dalton descobriu uma importante lei da Física — a lei das pressões parciais dos gases. Uma curiosidade sobre a sua vida profissional: ele também atuou como meteorologista, tendo feito cerca de 200 mil anotações.

Dalton foi o primeiro cientista a descrever a deficiência visual — da qual sofria — cujo portador não consegue distinguir algumas cores, entre elas o vermelho e o verde. O seu trabalho sobre essa deficiência foi tão importante que hoje ela é conhecida por daltonismo. Atualmente, sabe-se que o daltonismo afeta 5% dos homens e 0,5% das mulheres.

Exercícios resolvidos

1. O cálcio reage com o oxigênio produzindo o óxido de cálcio, conhecido por cal virgem. Foram realizados dois experimentos cujos dados incompletos constam da tabela a seguir.

	cálcio	+	oxigênio	→	cal virgem
1º experimento	40 g	+	x	→	56 g
2º experimento	y	+	32 g	→	z

Determine os valores de x, y e z e cite o nome das leis ponderais que permitiram essa determinação.

Solução

Utilizando a lei de Lavoisier vamos, inicialmente, determinar o valor de x:

$$\begin{array}{rcl}
 \text{cálcio} + \text{oxigênio} & \longrightarrow & \text{cal virgem} \\
 \underbrace{40 \text{ g} \quad x \text{ (g)}} & & \underbrace{56 \text{ g}} \\
 (40 + x) \text{ g} & = & 56 \text{ g} \\
 x = 16 \text{ g}
 \end{array}$$

Podemos, agora, determinar o valor de y e z utilizando a lei de Proust:

$$\begin{array}{rcl}
 \text{cálcio} & + & \text{oxigênio} & \longrightarrow & \text{cal virgem} \\
 40 \text{ g} & & 16 \text{ g} & & 56 \text{ g} \\
 \downarrow \times 2 & & \downarrow \times 2 & & \downarrow \times 2 \\
 y = 80 \text{ g} & & 32 \text{ g} & & z = 112 \text{ g}
 \end{array}$$

2. O cálcio pode reagir com o oxigênio, originando óxido de cálcio (cal virgem) ou peróxido de cálcio.

	cálcio	+	oxigênio	→	cal virgem
1º experimento	20 g	+	8 g	→	28 g
	cálcio	+	oxigênio	→	peróxido de cálcio
2º experimento	20 g	+	x	→	y

Sabendo-se que a proporção das massas de oxigênio nos dois experimentos é de 1 : 2, a reação de 20 g de cálcio consumiria qual massa de oxigênio na formação do peróxido de cálcio? Qual massa de peróxido de cálcio seria produzida na reação?

Solução

$$\frac{\text{massa de oxigênio (1º experimento)}}{\text{massa de oxigênio (2º experimento)}} = \frac{\text{proporção}}{2} = \frac{\text{massas}}{x} = \frac{8 \text{ g}}{x} \Rightarrow x = 16 \text{ g}$$

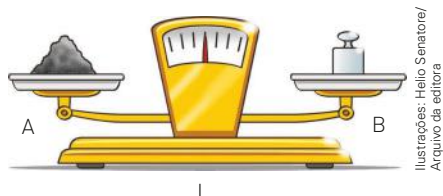
Logo, temos:

$$\begin{array}{rcl}
 \text{cálcio} + \text{oxigênio} & \longrightarrow & \text{peróxido de cálcio} \\
 \underbrace{20 \text{ g} \quad 16 \text{ g}} & & \underbrace{y} \\
 36 \text{ g} & \longrightarrow & y = 36 \text{ g}
 \end{array}$$

Fundamentando seus conhecimentos

1. Em um laboratório, foram realizados três experimentos.

Experimento I



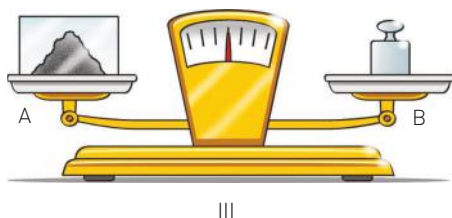
No experimento I, temos carvão em pó (C) no prato A e os pratos estão equilibrados. Se o carvão queimar, ele reagirá com o gás oxigênio presente no ar e se transformará em gás carbônico.

Experimento II



No experimento II, temos uma esponja de ferro (Fe) no prato A e os pratos estão equilibrados. Ao queimarmos a esponja, o ferro reage com o gás oxigênio do ar, produzindo uma substância sólida denominada óxido de ferro.

Experimento III



No experimento III, temos carvão em pó (C) no prato A dentro de um sistema fechado, e os pratos estão equilibrados. Com o auxílio da luz solar e utilizando uma lente, provocamos a queima do carvão.

Com base nos experimentos, responda: Qual é a posição dos pratos da balança em cada experimento?

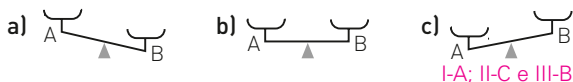
Experimento I



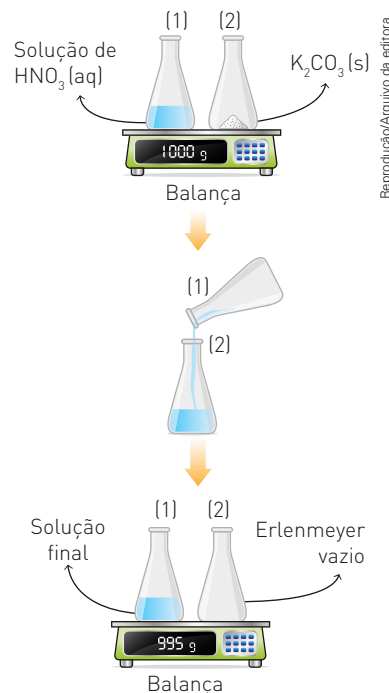
Experimento II



Experimento III



2. (PUC-SP) Querendo verificar a Lei da Conservação das Massas (Lei de Lavoisier), um estudante realizou a experiência esquematizada abaixo:



Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido:

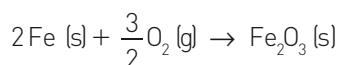
- a) A Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e pressão.
- b) A Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
- c) De acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes, quando estes se encontram na mesma fase de agregação.
- x d) Para que se verifique a Lei de Lavoisier, é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.
- e) Houve excesso de um dos reagentes, o que invalida a Lei de Lavoisier.

2. (UFRGS-RS) Em uma aula de laboratório, um estudante realizou queimas ao ar de três diferentes massas iniciais de “palhinhas de aço” (Fe). Algumas das massas, resultantes das queimas das “palhinhas” ao final de cada experimento, foram reunidas na tabela.

Experimento	Massa inicial (g)	Massa final (g)
1	0,80	1,00
2	0,95	1,16
3	1,06	1,28

Considerando os dados apresentados em relação aos experimentos, é correto afirmar que:

- ✗ a) a massa aumentou devido à incorporação do gás oxigênio ao produto final.
 b) o aumento da massa deve ser atribuído à sua transformação em energia.
 c) no experimento 1, a massa final deveria ser menor que 0,80 g.
 d) o ferro ficou mais pesado devido à perda de sua parte volátil (flogístico).
 e) houve erro na determinação da massa final, pois esta deveria ser igual à inicial.
3. (Cefet-MG) A oxidação espontânea do ferro, representada na equação, leva à formação da ferrugem, caracterizada como óxido de ferro III.



Suponha que uma placa de ferro de 112 g foi guardada em um recipiente fechado, com ar. Após a degradação completa, detectou-se 160 g de ferrugem.

A massa de oxigênio, em gramas, consumida nessa reação é, aproximadamente, de:

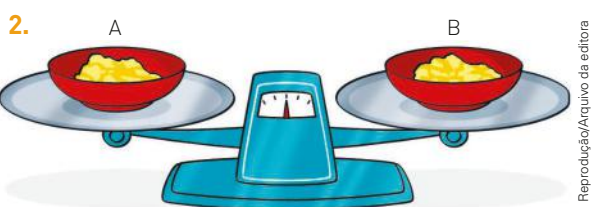
- a) 32.
 ✗ b) 48.
 c) 56.
 d) 72.
4. O carbonato de cálcio, também conhecido como mármore ou calcário, está presente nas cascas de ovos e em corais.
- A sua decomposição térmica origina óxido de cálcio e gás carbônico.
- Foram realizados quatro experimentos, representados na tabela a seguir.

	CaCO ₃	→	CaO	+	CO ₂
1º experimento	100 g	→	56 g	+	X
2º experimento	Y	→	Z	+	22 g
3º experimento	25 g	→	W	+	T
4º experimento	R	→	2,8 g	+	U

Determine os valores de X, Y, Z, W, T, R e U que completam corretamente a tabela.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Vunesp-SP) Quando um objeto de ferro enferruja ao ar, sua massa aumenta. Quando um palito de fósforo é aceso, sua massa diminui. Essas observações violam a Lei da conservação das massas? Justifique sua resposta.



Experimento I

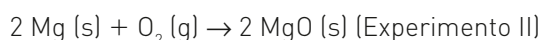
No prato A da balança acima esquematizada, foi colocada uma cápsula de porcelana contendo

certa massa de enxofre sólido. No prato B da mesma balança, foi colocada uma cápsula de porcelana idêntica à anterior, contendo a mesma massa de enxofre sólido. Com isso, os pratos A e B ficaram no mesmo nível. A seguir, fez-se a combustão total do enxofre no prato A.

Experimento II

O experimento I foi repetido, substituindo-se o enxofre sólido por magnésio metálico sólido.

As equações das reações de combustão são:



Terminados os experimentos e lembrando que nos dois casos a combustão aconteceu no prato A, podemos afirmar, sobre o nível dos pratos A e B, que:

	Experimento I	Experimento II
a)	A e B ficam no mesmo nível.	A e B ficam no mesmo nível.
b)	A fica abaixo de B.	A fica abaixo de B.
c)	A fica acima de B.	A fica abaixo de B.
d)	A fica acima de B.	A fica abaixo de B.
x e)	A fica abaixo de B.	A fica acima de B.

3. (Uerj) “Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma”. Esse enunciado é conhecido como Lei da conservação das massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa. Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas I e II mostradas na figura a seguir. Nos pratos dessas balanças foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:

- pratos A e C: carvão



Reprodução/Arquivo da editora

- pratos B e D: esponja de aço



A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças. Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e retirada

de massas, respectivamente, nos seguintes pratos:

- x a) A e D. c) C e A.
b) B e C. d) D e B.

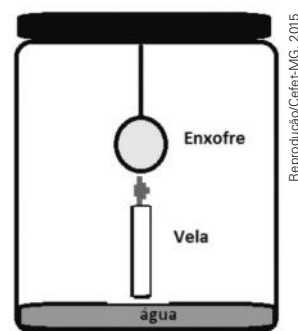
4. O bicarbonato de sódio (fermento em pó) decompõe-se, originando carbonato de sódio, água e gás carbônico, sendo este o responsável pelo crescimento de bolos.

A equação que representa essa decomposição é: bicarbonato de sódio → carbonato de sódio + + água + gás carbônico

Utilizando as leis de Lavoisier e Proust, determine os valores de x, a, b, c, d, e, f, g, h e i que completariam corretamente o quadro abaixo:

Bicarbonato de sódio	Carbonato de sódio	Água	Gás carbônico
168 g	106 g	18 g	x
a	b	c	22 g
d	e	36 g	f
1680 g	g	h	i

5. (Cefet-MG) O esquema seguinte mostra um experimento que ocorre em duas etapas: a combustão [reação com O_2] do enxofre e a reação do produto obtido com a água presente no recipiente. Assim, produz-se ácido sulfúrico (H_2SO_4), o que pode ser confirmado pelo aumento da acidez do meio.



Reprodução/Cefet-MG, 2015

Considere que, ao final de dois experimentos análogos, foram obtidos os dados registrados na tabela seguinte.

Experimentos	Massa dos Reagentes (g)			Massa do Produto (g)
	S_8	O_2	H_2O	H_2SO_4
I	0,32	0,48	X	0,98
II	1,28	Y	0,72	Z

A análise desses dados permite afirmar, corretamente, que

- a) $\frac{Y}{X} < 4$.
- b) $Z < (X + Y)$.
- c) $\frac{Y}{0,48} = \frac{X}{0,72}$.
- x d) $\frac{0,72}{X} = \frac{Z}{0,98}$.

6. (Ufscar-SP) Durante uma aula de laboratório, um estudante queimou ao ar diferentes massas iniciais $m(i)$ de esponja de ferro. Ao final de cada experimento, determinou também a massa final resultante $m(f)$. Os resultados obtidos estão reunidos na tabela a seguir.

Experimento	Massa inicial $m(i)$ (g)	Massa final $m(f)$ (g)	Relação $m(f)/m(i)$
1	0,980	1,18	1,204
2	0,830	1,00	1,205
3	1,05	1,26	1,200
4	1,11	1,34	1,207

Admitindo que em todos os experimentos a queima foi completa, o estudante fez as três afirmações seguintes:

- I. A Lei de conservação da massa não foi obedecida, pois a massa final encontrada para o sistema em cada experimento é sempre maior que sua massa inicial.
- II. O aumento de massa ocorrido em cada experimento se deve à transformação de energia em massa, tendo se verificado a conservação da soma (massa + energia) do sistema.
- III. A relação constante obtida entre a massa fi-

nal e a massa inicial do sistema $\left[\frac{m(f)}{m(i)} \right]$ em

cada experimento realizado permite afirmar que, dentro do erro experimental, os dados obtidos estão de acordo com a Lei das proporções definidas.

Dentre as afirmações apresentadas, o estudante acertou:

- a) I apenas.
- b) II apenas.
- x c) III apenas.
- d) I e II apenas.
- e) I, II e III.

EXPLORE SEU MUNDO

Pesagens

Sobre o prato de uma balança de sua casa, de uma padaria, do laboratório da escola ou de um supermercado, coloque um copo com água e observe e anote a massa indicada.

Adicione um comprimido efervescente e observe e anote a massa após a adição e ao terminar a efervescência.

Sabendo que ocorreu uma reação química, esta obedece ou não à lei da conservação da massa? Justifique sua resposta.



Fotos: gresei/Shutterstock

Descobrendo a estrutura atômica da matéria

Características elétricas da matéria

No século VI a.C., o filósofo grego Tales de Mileto fez alguns experimentos utilizando um bastão de âmbar, material fóssil proveniente da transformação de resinas vegetais, como as do pinheiro.

Observe o que ele constatou:

- o bastão de âmbar, após ser atritado com um pedaço de lã (ou seda), atraía o tecido;
- dois bastões de âmbar, após serem atritados com um mesmo tipo de tecido, se repeliam.

Sundraw Photography/Shutterstock



// O âmbar age como proteção contra a ação de bactérias e contra o ataque de insetos que perfuram a casca das árvores até atingir o cerne. Em contato com o ar, a resina endurece e obtém o aspecto de resina fossilizada.



bastões de âmbar atritados

Lápis 13B/Arquivo da editora

A explicação para esse fenômeno só foi possível no final do século XVIII, a partir de experimentos feitos pelo cientista estadunidense Benjamin Franklin (1706-1790), que caracterizou as propriedades das cargas elétricas:

- existem duas espécies de cargas elétricas, denominadas arbitrariamente de positivas (+) e negativas (−);
- cargas de mesmo sinal se repelem e cargas de sinais contrários se atraem;
- as cargas podem ser transferidas de um corpo para outro pelo contato ou por indução.

Outra constatação importante sobre a natureza elétrica da matéria foi feita no início do século XIX pelo físico italiano Alessandro Volta (1745-1827), que construiu um dispositivo denominado pilha elétrica. Nesse dispositivo, por meio de uma reação química, ele obteve um fluxo de partículas elétricas ao longo de um fio condutor, movimento que recebeu o nome de corrente elétrica.

Mais ou menos na mesma época, o cientista inglês Michael Faraday (1791-1867) verificou que algumas substâncias apresentam condutividade elétrica quando dissolvidas na água. Ele também notou que certas substâncias se decompõem em seus elementos constituintes pela passagem de uma corrente elétrica através da substância, nas regiões próximas aos eletrodos por onde passa a corrente; algumas partículas eram atraídas para o eletrodo positivo, enquanto outras eram atraídas para o eletrodo negativo. Faraday concluiu que tais partículas são eletricamente carregadas e as chamou de íons, palavra de origem grega que significa “andareiro”.

O cientista sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) ampliou os trabalhos de Faraday. Ele propôs que um íon é um átomo (ou grupo de átomos) carregado positiva ou negativamente. Quando um composto como o cloreto de sódio é fundido, ele apresenta condutividade elétrica. Nesse contexto, a água é desnecessária: a explicação de Arrhenius para essa condutividade é que, após a fusão, o cloreto de sódio dissocia-se, ou rompe-se, em íons carregados, Na^+ e Cl^- . Os íons Na^+ movem-se em direção ao eletrodo negativo (cátodo), enquanto os íons Cl^- migram para o eletrodo positivo (ânodo).

Os íons positivos são chamados de *cátions* e os íons negativos, de *ânions*. Com base no trabalho de Faraday e Arrhenius com íons, o físico irlandês G. J. Stoney (1826-1911) percebeu que devia haver alguma unidade fundamental de energia elétrica associada aos átomos. Ele nomeou essa unidade de *elétron*, em 1891, sem ter tido, no entanto, meios de apoiar a sua ideia com uma comprovação experimental. Essa evidência permaneceu uma incógnita até 1897, quando o físico inglês Joseph John Thomson (1856-1940) foi capaz de demonstrar experimentalmente a existência do elétron.

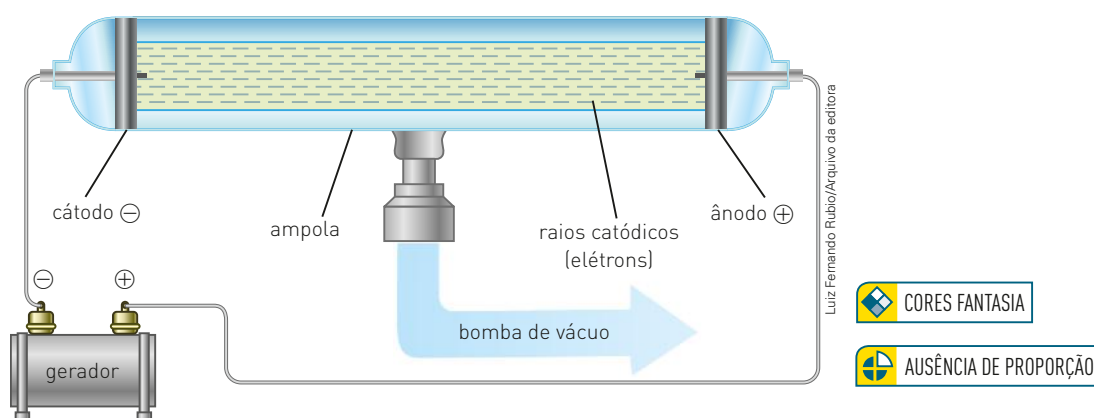


Com seus trabalhos sobre eletricidade e magnetismo, J. J. Thomson recebeu o prêmio Nobel de Física em 1906, pela descoberta da primeira partícula subatômica: o elétron.

O estudo do átomo

A descoberta do elétron

Na década de 1850, com a finalidade de estudar a condução de corrente elétrica em gases a baixas pressões, o cientista alemão Heinrich Geissler (1815-1879) e o cientista inglês William Crookes (1832-1919) desenvolveram um dispositivo denominado tubo de raios catódicos.



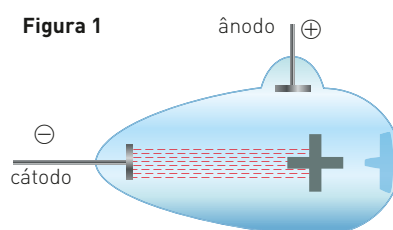
Representação esquemática do tubo de raios catódicos. O tubo de vidro vedado (ampola) tinha no seu interior gases em pequena quantidade e, em sua extremidade, duas peças metálicas, os **eletrodos**, ligados, por sua vez, a uma fonte elétrica externa (gerador, bateria ou pilha). Um dos eletrodos, o polo negativo, foi chamado **cátodo**, e o outro, o polo positivo, **ânodo**.

Os tubos de raios catódicos (CRT, na sigla em inglês) são utilizados em lâmpadas fluorescentes de mercúrio e em alguns modelos de televisores e monitores de computador. Ele contém metais tóxicos, como o mercúrio e o chumbo. Por isso, os equipamentos que contêm CRT não devem ser descartados no lixo comum, mas sim encaminhados a empresas especializadas. Informe-se sobre esse tipo de ação na sua cidade e compartilhe com seus colegas o que apurou.

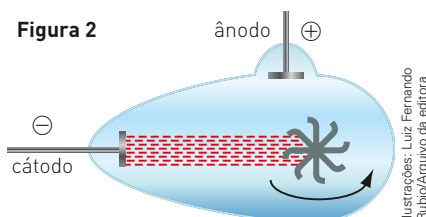
A fonte elétrica estabelece uma diferença de potencial elétrico, chamada ddp, entre dois pontos, causando o movimento ordenado de partículas. Quando a ddp aplicada ao sistema é suficientemente alta ($\approx 10^4$ volts), observa-se a formação de um feixe luminoso, que parte do cátodo e se dirige à parede oposta a ele. Por ser emitido pelo cátodo, esse feixe luminoso foi denominado raios catódicos.

O estudo dos raios catódicos permitiu a J. J. Thomson fazer algumas observações:

- Os raios catódicos eram normais (perpendiculares) à superfície do cátodo e sua direção não dependia da posição do ânodo na ampola. Colocando um anteparo que interceptava os raios catódicos (figura 1), Thomson notou o aparecimento de sua sombra na parede da ampola, o que evidencia que os raios catódicos se propagam em linha reta.



- Interceptando os raios catódicos por meio de um pequeno molinete de mica (figura 2), Thomson verificou que este entrava em movimento de rotação, o que evidenciou que os raios catódicos são corpusculares, ou seja, possuem massa.



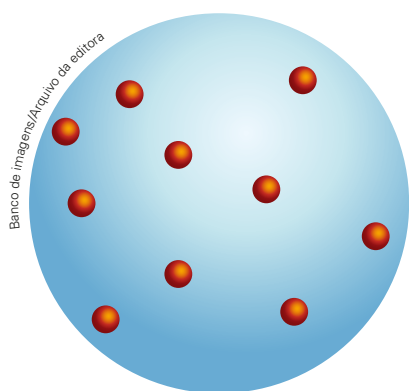
- Por fim, Thomson pôde averiguar que os raios catódicos eram desviados por um campo elétrico e magnético, o que evidenciou que são constituídos de partículas com carga elétrica: pelo sentido do desvio, concluiu que eram partículas eletricamente negativas.

Com base nessas observações, Thomson concluiu que essas partículas negativas, posteriormente denominadas elétrons, deviam fazer parte dos átomos constituintes da matéria.

Ele propôs, então, um novo modelo científico para o átomo. Como se considerava que os átomos eram eletricamente neutros, a existência de partículas negativas – os elétrons – implicava também a presença de cargas positivas no átomo, de tal maneira que o total de cargas negativas fosse igual ao total de cargas positivas.

O modelo atômico de Thomson propunha que o átomo fosse maciço, esférico, descontínuo (estrutura não uniforme; não homogênea) e formado por um fluido com carga positiva no qual estavam dispersos os elétrons. Ele o associou a um “pudim de passas”.

Com base nos trabalhos de Thomson, em 1909, o físico estadunidense Robert Milikan (1868-1953) determinou que a carga de um elétron é de $1,602 \cdot 10^{-19}$ coulombs. A massa do elétron considerada atualmente é de $9,109 \cdot 10^{-31}$ kg.

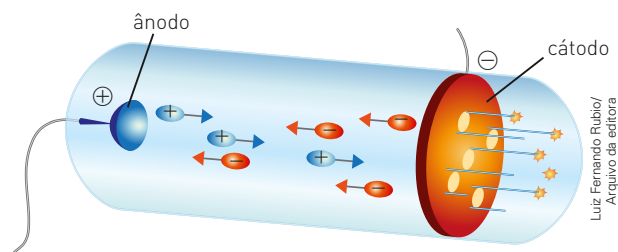


// Representação do modelo atômico de Thomson. A esfera maior teria carga positiva. Nela, estariam dispersos os elétrons (carga positiva).

A descoberta do próton

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein (1850-1930), usando uma aparelhagem semelhante à de Thomson, observou o aparecimento de um feixe luminoso no sentido oposto ao dos elétrons e concluiu que os componentes desse feixe deveriam apresentar carga elétrica positiva.

Posteriormente, em 1904, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937), ao realizar o mesmo experimento com o gás hidrogênio, detectou a presença de pequenas partículas com carga elétrica positiva, as quais ele denominou **prótons (p)**. A massa de um próton é aproximadamente 1836 vezes maior que a de um elétron.



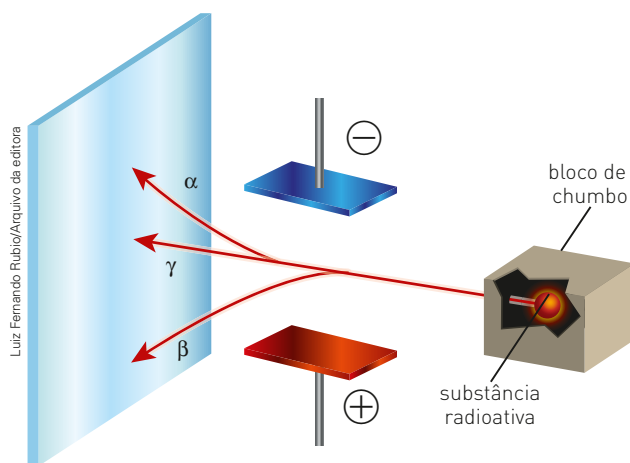
// Esquema do tubo de Goldstein, em que os elétrons são representados na cor laranja, e os prótons, na cor azul.

A descoberta da radioatividade

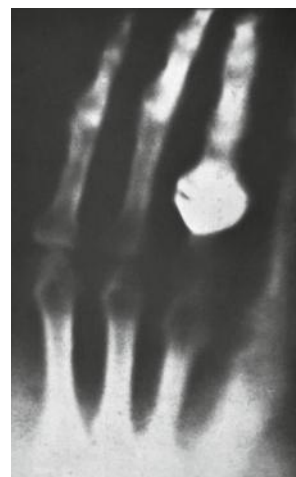
Em 1895, o cientista alemão Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923), trabalhando com descargas elétricas em gases, descobriu acidentalmente que do tubo de raios catódicos eram emitidos raios (radiações) que conseguiam sensibilizar películas fotográficas. Essas radiações, um tipo de onda eletromagnética de origem desconhecida, foram denominadas raios X e geraram um grande interesse na comunidade científica.

Isso possibilitou que, em 1896, o físico francês Antoine Henri Becquerel (1852-1908) descobrisse a radioatividade e o primeiro elemento capaz de emitir radiação espontaneamente: o urânio. Logo a seguir, o casal francês Pierre Curie (1859-1906) e Marie Curie (1867-1934) descobriria dois outros elementos radioativos: o polônio e o rádio.

Com a finalidade de investigar a natureza dessas radiações, foram feitos vários experimentos. Um dos mais clássicos é representado pela figura a seguir, no qual as radiações são submetidas a um campo elétrico externo.



// Representação esquemática do experimento que permitiu determinar as características das partículas radioativas alfa (α) e beta (β). O comportamento das partículas α , β e γ está relacionado com suas cargas e massas.



// A primeira radiografia da história mostra a mão de Bertha, esposa de Röntgen, usando o anel de casamento.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

O comportamento das radiações quando submetidas à ação de um campo eletromagnético possibilitou a descoberta de três tipos de radiações:

- α – pelo fato de serem atraídas pelo polo negativo externo, conclui-se que são compostas de partículas positivas;
- β – pelo fato de serem atraídas pelo polo positivo externo, concluiu-se que são compostas de partículas negativas;
- γ – o fato de não sofrerem desvios ao atravessar o campo eletromagnético indica que não apresentam carga elétrica, constituindo uma radiação altamente energética, semelhante aos raios X.

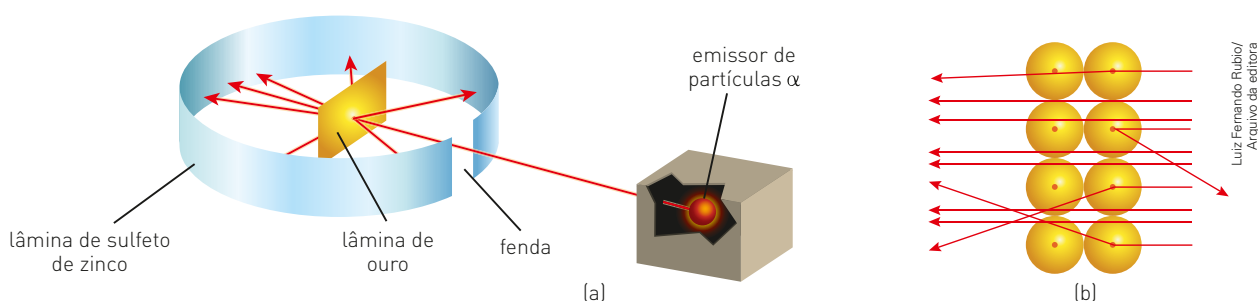
O experimento de Rutherford

Ernest Rutherford (1871-1937) foi um dos mais brilhantes cientistas do século XX. Em 1911, realizou um experimento no qual tentou verificar se os átomos eram realmente maciços, utilizando, para isso, um fluxo de partículas α , que apresentam carga positiva.

O experimento consistiu em bombardear uma finíssima lâmina de ouro (0,0001 mm) com partículas α emitidas pelo polônio, um elemento radioativo.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



// Representação esquemática do experimento de Rutherford. Em (a): a maior parte das partículas α atravessa a lâmina com pequena ou nenhuma alteração na sua trajetória e poucas sofrem desvios; muito poucas retornam. Em (b): representação muito ampliada das partículas α atravessando a lâmina ou retrocedendo.

As observações feitas durante o experimento levaram Rutherford a tirar uma série de conclusões:

	Observação	Conclusão
a)	A maior parte das partículas α atravessa a lâmina sem sofrer desvios.	A maior parte do átomo deve ser vazia. Nesse espaço (eletrosfera), devem estar localizados os elétrons.
b)	Poucas partículas α (1 em 20 mil) não atravessam a lâmina e voltam.	Deve existir no átomo uma pequena região onde está concentrada sua massa (o núcleo).
c)	Algumas partículas α sofrem desvios de trajetória ao atravessar a lâmina.	O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca uma repulsão nas partículas α (positivas).

As conclusões permitiram a criação, em 1911, de um modelo atômico planetário, semelhante ao Sistema Solar. Segundo eles, o átomo seria constituído de duas regiões distintas:

- 1) uma região central que contém praticamente toda a massa do átomo e apresenta carga positiva, a qual foi denominada núcleo;

2) uma região praticamente sem massa envolvendo o núcleo e que apresenta carga negativa, denominada eletrosfera.

Rutherford concluiu que, se o átomo é formado por duas regiões e é descontínuo, a matéria também é descontínua.

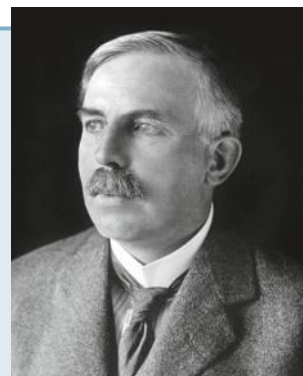
Interpretando os resultados de seu experimento, Rutherford estabeleceu uma relação entre o tamanho dos átomos de ouro e seus núcleos: o diâmetro do átomo seria, aproximadamente, 10 000 vezes maior que o diâmetro do núcleo. Enquanto o diâmetro do átomo é da ordem de 10^{-10} m, o diâmetro do núcleo é da ordem de 10^{-14} m.

Com base nesses dados, Rutherford concluiu que o núcleo é muito pequeno, mas concentra praticamente toda a massa do átomo. De acordo com o modelo planetário de Rutherford, a eletrosfera é praticamente um vazio.

A última batata

Rutherford nasceu em 30 de agosto de 1871 na cidade de Nelson, na Nova Zelândia. Ele e seus seis irmãos viviam e trabalhavam na fazenda da família. Rutherford se graduou no Canterbury College e, em 1894, conseguiu uma bolsa de estudante pesquisador na prestigiada Universidade de Cambridge, no Reino Unido.

Segundo a lenda, ele estava na fazenda da família quando soube que havia ganhado a bolsa, e reagiu com a frase: “Acabo de colher a minha última batata”.



APIC/Getty Images



Até agora estudamos três modelos atômicos: de Dalton, Thomson e Rutherford. Se o átomo fosse como Dalton previu, o que Rutherford teria observado ao realizar seu experimento?

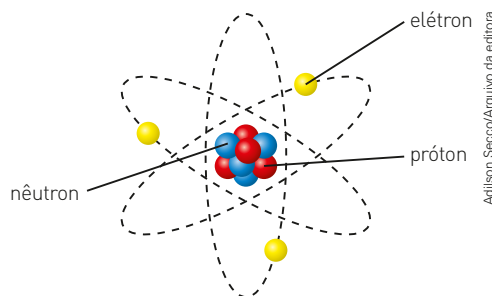
A descoberta do nêutron

Na sequência dos estudos sobre a estrutura do átomo, percebeu-se que no núcleo dos átomos poderia existir mais do que um único próton. Entretanto, esse fato comprometeria a estabilidade do núcleo, pois entre os prótons (partículas de cargas positivas) existiriam forças de repulsão que provocariam a fragmentação do núcleo.

Como isso não ocorria, Rutherford passou a admitir a existência, no núcleo, de partículas com massa semelhante à dos prótons, mas sem carga elétrica. Essas partículas serviriam para diminuir a repulsão entre os prótons, aumentando a estabilidade do núcleo.

Rutherford e seus colaboradores realizaram inúmeros experimentos na tentativa de evidenciar a existência de tais partículas, mas sem sucesso. Somente em 1932 o físico inglês James Chadwick (1891-1974), ao realizar experimentos com material radioativo, descobriu essas partículas e as denominou nêutrons.

Logo, o modelo atômico clássico é o proposto por Rutherford, com a inclusão dos nêutrons no núcleo.



Adilson Secco/Arquivo da editora

// Representação do modelo atômico clássico. Note que se trata da ilustração de um modelo para o átomo, e não de um átomo.



A tabela a seguir mostra as características das partículas que estudamos.

Partícula	Símbolo	Massa		Carga	
		em gramas (g)	em unidade de massa relativa (μ)	em coulombs (C)	relativa em unidade de carga elétrica (u.c.e.)
nêutron	${}_0^1\text{n}$	$1,67494 \cdot 10^{-24}$	1	0	0
próton	${}_1^1\text{p}$	$1,67263 \cdot 10^{-24}$	1	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
elétron	${}_{-1}^0\text{e}$	$9,10939 \cdot 10^{-28}$	$\cong 0$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1

Obs.: Consideramos as massas do próton e do nêutron, que são muito próximas, como 1μ .

EXPLORE SEU MUNDO

Repulsão e atração

Rasgue um pequeno pedaço de papel em pedaços menores. Escove ou penteie seus cabelos secos várias vezes e coloque a escova ou o pente próximo aos pedaços de papel. Depois, toque os pedaços de papel com a escova ou o pente.

O que acontece quando dois pedaços de papel são colocados próximos? O que acontece quando colocamos a escova ou o pente próximo aos pedaços de papel?

Fundamentando seus conhecimentos

1. (UFJF-MG) Desde a Grécia antiga, filósofos e cientistas vêm levantando hipóteses sobre a constituição da matéria. Demócrito foi uns dos primeiros filósofos a propor que a matéria era constituída por partículas muito pequenas e indivisíveis, as quais chamaram de átomos. A partir de então, vários modelos atômicos foram formulados, à medida que novos e melhores métodos de investigação foram sendo desenvolvidos. A seguir, são apresentadas as representações gráficas de alguns modelos atômicos:



Reprodução/UFJF, 2016.

Assinale a alternativa que correlaciona o modelo atômico com a sua respectiva representação gráfica.

- a) I – Thomson, II – Dalton, III – Rutherford.
b) I – Rutherford, II – Thomson, III – Dalton.
c) I – Dalton, II – Rutherford, III – Thomson.

- x d) I – Dalton, II – Thomson, III – Rutherford.
e) I – Thomson, II – Rutherford, III – Dalton.

2. No início do século XVIII, Benjamin Franklin convencionou que a carga adquirida por um bastão de vidro, ao ser atritado com lã ou seda, seria positiva e que a carga adquirida pela lã ou seda seria negativa.



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

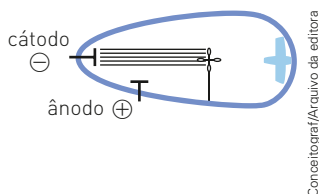
Com base nessa informação, responda:

- a) O que acontece quando aproximamos dois bastões de vidro que foram atritados, separadamente, com lã ou seda? Justifique sua resposta.
b) O que acontece quando aproximamos a lã ou a seda dos bastões utilizados no experimento anterior? Justifique sua resposta.

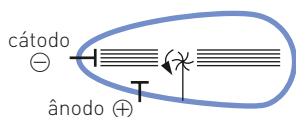
Com base nas informações e nas figuras a seguir, resolva as questões **3 a 6**.

Experimentos com descargas elétricas em gases, à pressão reduzida, permitiram que Thomson propusesse um novo modelo atômico. As ilustrações a seguir mostram alguns desses experimentos.

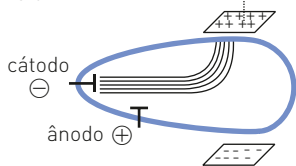
Experimento A



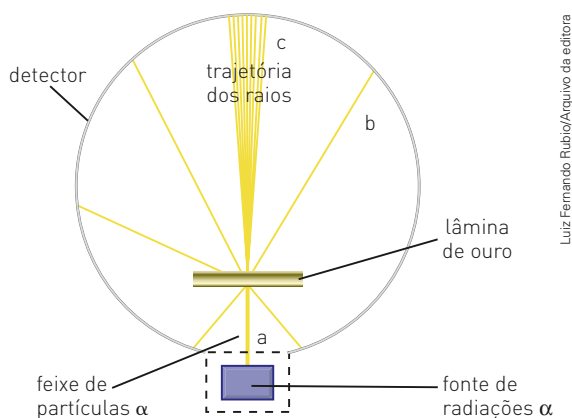
Experimento B



Experimento C



3. Qual o nome dos raios emitidos pelo cátodo e qual a sua composição?
4. Quais dos experimentos evidenciam que os raios se propagam em linha reta?
5. Qual experimento evidencia que os raios são corpusculares (apresentam massa)?
6. Qual desses experimentos evidencia a existência de cargas elétricas nesses raios?
7. A ilustração representa o experimento realizado por Rutherford.



Classifique as afirmações seguintes, feitas a respeito desse experimento, em verdadeiras ou falsas.

- I. As partículas α possuem carga elétrica positiva. **V**
 - II. O núcleo é pequeno, maciço e positivo. **V**
 - III. A trajetória representada por a indica que partículas α colidiram com elétrons. **F**
 - IV. A trajetória b indica partículas α que sofreram desvio ao atravessar a lâmina. **V**
 - V. A maioria das partículas α atravessa a lâmina praticamente sem sofrer desvio, o que é representado por c. **V**
 - VI. No átomo, a região de maior tamanho é a eletrosfera. **V**
8. (Udesc) Considerando os modelos atômicos mais relevantes, dentro de uma perspectiva histórica e científica, assinale a alternativa correta.
- X a)** Até a descoberta da radioatividade, o átomo era tido como indivisível (Dalton). O modelo que o sucedeu foi de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.
- b)** No modelo de Dalton, o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera. O modelo seguinte foi o de Bohr que introduziu a ideia de que os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao modelo do sistema solar.
- c)** No modelo atômico de Dalton, o átomo era tido como indivisível. O modelo sucessor foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado negativamente e uma eletrosfera.
- d)** O modelo de Dalton propunha que o átomo era formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela. O modelo seguinte foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera.
- e)** No modelo atômico de Dalton, os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao do sistema solar. O modelo que o sucedeu foi o de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.

Desenvolvendo seus conhecimentos

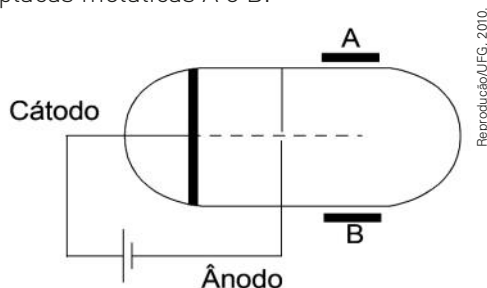
1. Observe a fotografia.



Eduardo Santalheira/Arquivo da editora

Escreva uma explicação para a bexiga estar atraindo os pelos do gato.

2. (UFG-GO) O esquema a seguir representa de modo simplificado o experimento de J. J. Thomson. Um feixe de partículas sai do cátodo, passa através de um orifício no ânodo e sofre a influência das placas metálicas A e B.



De acordo com esse esquema, o feixe se aproxima de A quando:

- a) as placas A e B forem negativas.
 - b) a placa A for negativa e a B, positiva.
 - ☒ c) a placa A for positiva e a B, negativa.
 - d) as placas A e B forem positivas.
 - e) as placas A e B forem neutras.
3. Classifique em verdadeiras ou falsas as seguintes afirmações a respeito do modelo de Thomson.
- I. O átomo é indivisível. **F**
 - II. O átomo é maciço e descontínuo. **V**
 - III. No átomo existe um fluido positivo com cargas negativas nele dispersas, sendo eletricamente neutro. **V**
 - IV. Os elétrons estão localizados na eletrosfera. **F**

4. Relacione o nome dos cientistas às alternativas a seguir.

- I. Demócrito
- II. Dalton
- III. Thomson
- IV. Chadwick
- V. Rutherford

- a) É o descobridor do nêutron. **IV**
- b) Seu modelo atômico era semelhante a uma bola de bilhar. **II**
- c) Seu modelo atômico era semelhante a um "pu-dim de passas". **III**
- d) Foi o primeiro a utilizar a palavra *átomo*. **I**
- e) Criou um modelo para o átomo semelhante ao Sistema Solar. **V**

5. (UEMG)

NÃO LUGAR

Estou me olhando do futuro
que não existe
e considero o passado
que me trespassou:

Há uma névoa
em torno desse núcleo
que fui eu.
— Quem fui eu, ao ser?
— Quem serei, não sendo?

Tenho que estudar melhor
o caso das partículas de elétron
que estão sem ser
e são sem estar.

Que o núcleo existe
é certo.
Mas mal o posso tocar.
não chega a ser bem uma casa
mas nele é que me coube habitar.

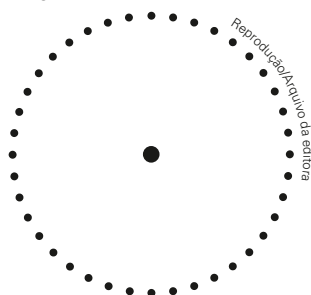
(Sísifo desce a montanha)

A última estrofe do poema trata da existência do núcleo atômico, conceito que foi introduzido por

- a) Böhr.
- ☒ b) Rutherford.
- c) Thomson.
- d) Dalton.

6. (Cefet-MG) O filme "Homem de Ferro 2" retrata a jornada de Tony Stark para substituir o metal paládio, que faz parte do reator de seu peito, por um metal atóxico. Após interpretar informações deixadas por seu pai, Tony projeta um holograma do

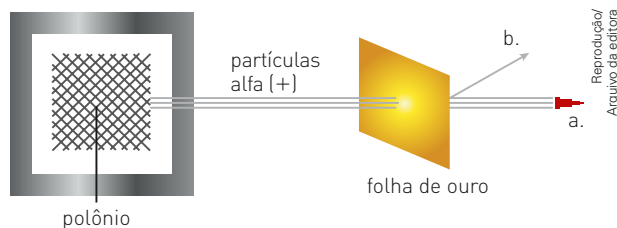
potencial substituto, cuja imagem se assemelha à figura a seguir.



Essa imagem é uma representação do modelo de:

- ☒ a) Rutherford.
- ☐ b) Thomson.
- ☐ c) Dalton.
- ☐ d) Böhr.

7. (PUC-MG) Observe atentamente a representação a seguir sobre um experimento clássico realizado por Rutherford.



Rutherford concluiu que:

- ☒ a) o núcleo de um átomo é positivamente carregado.
- ☐ b) os átomos de ouro são muito volumosos.
- ☐ c) os elétrons em um átomo estão dentro do núcleo.
- ☐ d) a maior parte da massa se localiza na parte periférica do átomo.

8. (UFPB/PSS) Rutherford idealizou um modelo atômico com duas regiões distintas. Esse modelo pode ser comparado a um estádio de futebol com a bola no centro: a proporção entre o tamanho do estádio em relação à bola é comparável ao tamanho do átomo em relação ao núcleo (figura).



Acerca do modelo idealizado por Rutherford e considerando os conhecimentos sobre o átomo, é correto afirmar:

- ☐ a) Os prótons e os nêutrons são encontrados na eletrosfera.
- ☐ b) Os elétrons possuem massa muito grande em relação à massa dos prótons.
- ☒ c) O núcleo atômico é muito denso e possui partículas de carga positiva.
- ☐ d) A eletrosfera é uma região onde são encontradas partículas de carga positiva.
- ☐ e) O núcleo atômico é pouco denso e possui partículas de carga negativa.

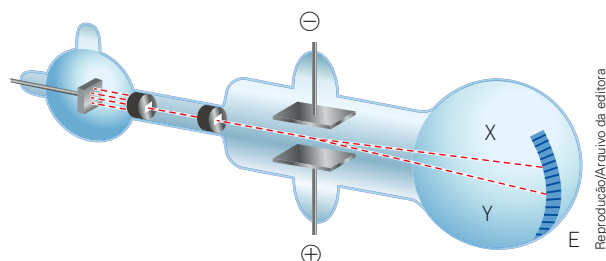
Desafiando seus conhecimentos

1. (PUC-MG) Indique a afirmativa que descreve adequadamente a teoria atômica de Dalton. Toda matéria é constituída de átomos:

- ☐ a) os quais são formados por partículas positivas e negativas.
- ☐ b) os quais são formados por um núcleo positivo e por elétrons que gravitam livremente em torno desse núcleo.
- ☐ c) os quais são formados por um núcleo positivo e por elétrons que gravitam em diferentes camadas eletrônicas.
- ☒ d) e todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos.

2. (UFMG) No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham

gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos num cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (E). (Na figura abaixo, essa trajetória é representada pela linha tracejada X.)



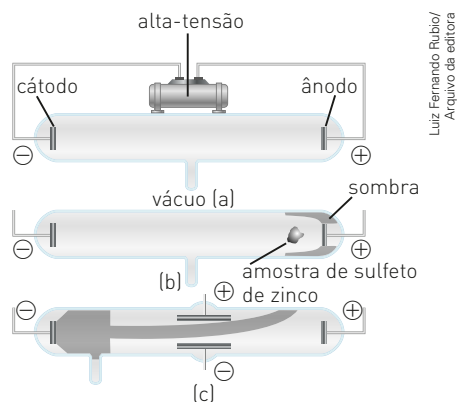
Nesses experimentos, Thomson observou que:

- I. a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo; e
- II. os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas, com cargas de sinal contrário, se desviavam na direção da placa positiva. (Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada Y.)

Considerando-se essas observações, é *correto* afirmar que os raios catódicos são constituídos de:

- ☒ a) elétrons. c) prótons.
b) ânions. d) cátions.

3. (FGV-SP) As figuras representam alguns experimentos de raios catódicos realizados no início do século passado, no estudo da estrutura atômica. O tubo nas figuras (a) e (b) contém um gás submetido a alta tensão. Figura (a): antes de ser evacuado. Figura (b): a baixas pressões. Quando se reduz a pressão, há surgimento de uma incandescência, cuja cor depende do gás no tubo. A figura (c) apresenta a deflexão dos raios catódicos em um campo elétrico.



Em relação aos experimentos e às teorias atômicas, analise as seguintes afirmações:

- I. Na figura (b), fica evidenciado que os raios catódicos se movimentam numa trajetória linear.
- II. Na figura (c), verifica-se que os raios catódicos apresentam carga elétrica negativa.
- III. Os raios catódicos são constituídos por partículas alfa.
- IV. Esses experimentos são aqueles desenvolvidos por Rutherford para propor a sua teoria atômica, conhecida como modelo de Rutherford.

As afirmativas corretas são aquelas contidas apenas em:

- a) I, II e III. d) II e IV.
b) II, III e IV. e) IV.
☒ c) I e II.

4. (PUC-RS) Um experimento conduzido pela equipe de Rutherford consistiu no bombardeamento de finas lâminas de ouro, para estudo de desvios de partículas alfa. Rutherford pôde observar que a maioria das partículas alfa atravessava a fina lâmina de ouro, uma pequena parcela era desviada de sua trajetória e uma outra pequena parcela era refletida. Rutherford então idealizou um outro modelo atômico, que explicava os resultados obtidos no experimento.

Em relação ao modelo de Rutherford, afirma-se que:

- I. o átomo é constituído por duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
- II. o núcleo atômico é extremamente pequeno em relação ao tamanho do átomo.
- III. os elétrons estão situados na superfície de uma esfera de carga positiva.
- IV. os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, denominadas níveis, com valores determinados de energia.

As afirmativas corretas são, apenas:

- ☒ a) I e II. c) II e IV. e) I, II e III.
b) I e III. d) III e IV.

5. (UFG-GO) Leia o poema apresentado a seguir.

Pudim de passas
Campo de futebol
Bolinhas se chocando
Os planetas do sistema solar
Átomos
Às vezes
São essas coisas
Em química escolar

LEAL, Murilo Cruz. *Soneto de hidrogênio*. São João del Rei: Editora UFSJ, 2011.

O poema faz parte de um livro publicado em homenagem ao Ano Internacional da Química. A composição metafórica presente nesse poema remete:

- ☒ a) aos modelos atômicos propostos por Thomson, Dalton e Rutherford.
b) às teorias explicativas para as leis ponderais de Dalton, Proust e Lavoisier.

- c) aos aspectos dos conteúdos de cinética química no contexto escolar.
- d) às relações de comparação entre núcleo/eletrosfera e bolinha/campo de futebol.
- e) às diferentes dimensões representacionais do sistema solar.

6. (IME-RJ) Os trabalhos de Joseph John Thomson e Ernest Rutherford resultaram em importantes contribuições na história da evolução dos modelos atômicos e no estudo de fenômenos relacionados à matéria. Das alternativas a seguir, aquela que apresenta corretamente o autor e uma de suas contribuições é:

- a) Thomson – conclui que o átomo e suas partículas formam um modelo semelhante ao sistema solar.
- b) Thomson – constatou a indivisibilidade do átomo.
- c) Rutherford – pela primeira vez, constatou a natureza elétrica da matéria.
- x d) Thomson – a partir de experimentos com raios catódicos, comprovou a existência de partículas subatômicas.
- e) Rutherford – reconheceu a existência das partículas nucleares sem carga elétrica, denominadas nêutrons.

Atividade prática

Levantando hipóteses e criando um modelo: uma caixa-surpresa

Experimentos como os realizados por Thomson e Rutherford mostram como evidências são fundamentais para a descoberta de propriedades e características dos fenômenos que não conseguimos ver ou tocar.

Objetivo

Compreender como é feito o levantamento de hipóteses e a elaboração de um modelo.

Material

- 2 caixas de sapatos
- 2 objetos feitos de materiais diferentes e com formatos diferentes
- fita adesiva

Procedimento

Coloque um objeto em cada caixa, fechando-as, em seguida, com fita adesiva. Em um segundo momento, entregue as caixas lacradas a dois colegas. Eles não podem saber que objetos foram colocados nelas. Seus colegas devem manipulá-las como quiserem (desde que não as abram) a fim de, por meio de observações, determinar o tamanho e o formato de cada objeto, bem como o material de que são feitos. Peça-lhes que comparem suas observações e ideias a respeito dos objetos tentando:

1. Identificar as características de cada um deles. O objetivo não é adivinhar o que está dentro da caixa, mas sim identificar as características do objeto.
2. Fazer uma representação do sistema caixa-objeto.
3. Explicar por que essa atividade é análoga ao trabalho dos cientistas no estudo da constituição da matéria.



Principais características do átomo

O modelo atômico proposto por Rutherford e a descoberta do nêutron por Chadwick tornaram possível relacionar as cargas elétricas com as partículas constituintes do átomo: os prótons apresentam carga positiva; os elétrons, carga negativa; e os nêutrons, carga nula. Como o átomo é um sistema eletricamente neutro, o total de cargas positivas é igual ao de cargas negativas. Assim:

$$n^{\circ} \text{ de prótons} = n^{\circ} \text{ de elétrons}$$

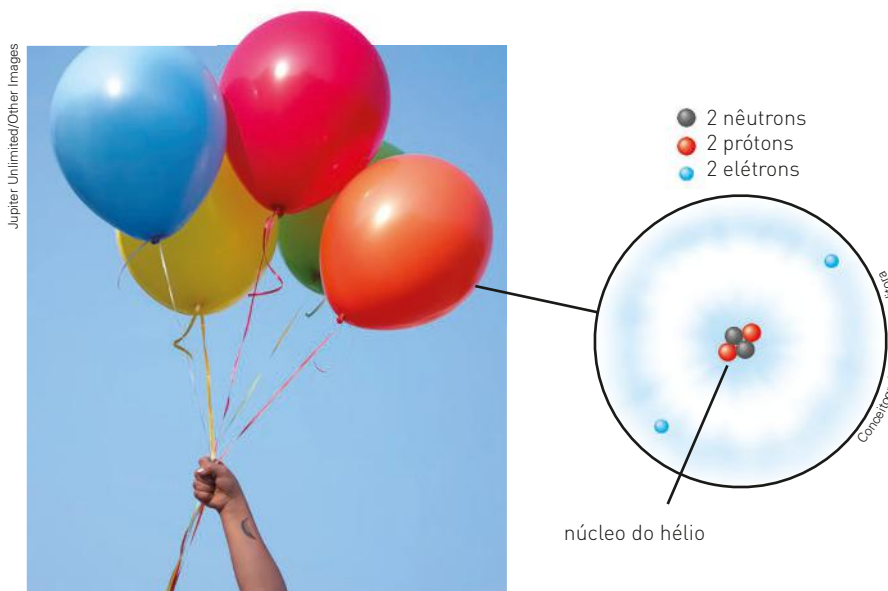
Número atômico (Z)

Em 1913, ao realizar experiências de bombardeamento de vários elementos químicos com raios X, o químico inglês Henry Moseley (1887-1915) percebeu que o comportamento de cada um deles estava relacionado com a quantidade de cargas positivas existentes no seu núcleo.

Assim, a carga do núcleo, ou seja, o número de prótons, é a grandeza que caracteriza cada elemento químico, e esse número é denominado **número atômico**.

Número atômico (Z): número que indica a quantidade de prótons existentes no núcleo de um átomo.

$$Z = n^{\circ} \text{ de prótons}$$



// No núcleo dos átomos de hélio (He), gás comumente utilizado para encher balões, existem 2 prótons. Por esse motivo, seu número atômico (Z) é 2.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Número de massa (A)

Número de massa (A): indica a massa do átomo.

$$A = p + n$$

O número de massa representa a massa do átomo e é dado pela soma do número de prótons (p) com o de nêutrons (n) presentes no núcleo de um átomo. Os elétrons não são considerados no cálculo do número de massa, pois são partículas com massa muito pequena, que não têm influência significativa na massa dos átomos, podendo ser desprezados.

Como tanto o número de prótons (p) quanto o de nêutrons (n) são inteiros, o número de massa (A) sempre será inteiro.

O número de massa é aproximadamente igual à massa do átomo expressa em **u** (unidade de massa atômica).

Determinação do número de nêutrons (n)

Podemos determinar o número de nêutrons de um átomo conhecendo seus números atômico e de massa.

Por exemplo, um átomo de ferro ($Z = 26$) apresenta número de massa igual a 56. Quantos nêutrons existem no seu núcleo?

Sabendo que:

$$A = p + n \text{ e } Z = p$$

Então:

$$A = Z + n \text{ ou } A - Z = n$$

Substituindo os valores, temos:

$$56 - 26 = n, \text{ portanto: } n = 30$$

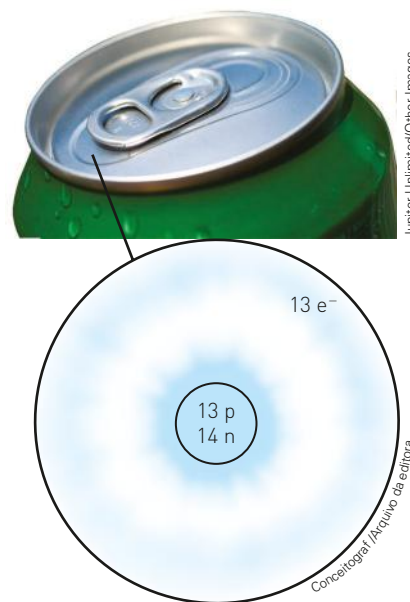
O átomo de ferro tem em seu núcleo 30 nêutrons.

Elemento químico

Dalton acreditava que todos os átomos de determinado elemento químico tivessem a mesma massa. Porém, de acordo com o modelo atômico clássico, para que isso fosse verdade, seria necessário que todos eles tivessem o mesmo número de prótons e de nêutrons.

Experimentos posteriores permitiram descobrir que os átomos de um mesmo elemento químico apresentam o mesmo número de prótons, mas podem ter diferente número de nêutrons e, portanto, ter massas diferentes.

Atualmente, admitimos que o que caracteriza um elemento químico é o número de prótons (Z) existentes em seu núcleo.



// No núcleo do átomo de alumínio (Al) existem 13 prótons e 14 nêutrons. Assim, temos: alumínio (Al)

$$\begin{aligned} 13 \text{ prótons} &\Rightarrow Z = 13 \\ 13 \text{ prótons} + 14 \text{ nêutrons} &\Rightarrow A = 27 \end{aligned}$$

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Elemento químico: conjunto formado por átomos que apresentam mesmo número atômico (Z).

De acordo com uma publicação de 2017 da IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) são reconhecidos oficialmente 118 elementos químicos, incluindo os naturais e os artificiais. Cada um desses elementos químicos possui um único número atômico que o identifica.

Elemento químico $\longrightarrow$ Z

Íons

Os átomos podem ganhar ou perder elétrons de suas eletrosferas, ficando eletricamente carregados. Átomos eletricamente carregados são denominados íons.

Íon: espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons.

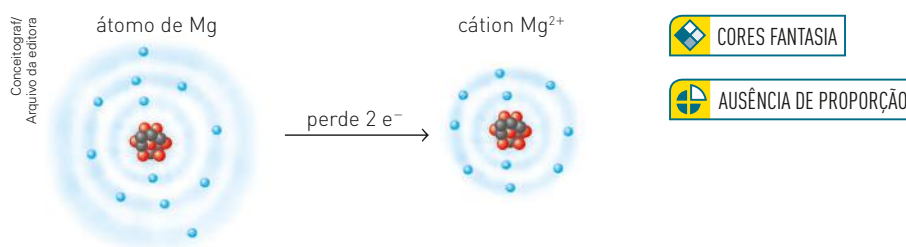
Os átomos podem originar dois tipos de íons:

- átomos que perdem elétrons se tornam íons positivos, também chamados cátions;
- átomos que ganham elétrons se tornam íons negativos, também chamados ânions.

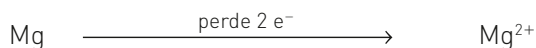
Íons positivos ou cátions

Os cátions formam-se quando um átomo perde um ou mais elétrons, resultando em um íon positivo, em que o número de prótons é maior que o número de elétrons.

Por exemplo, o átomo de magnésio (Mg), que apresenta $Z = 12$, ao perder dois elétrons se torna um cátion. Observe:



$p = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12$	$p = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12$
$e^- = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas negativas} = -12$	$e^- = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10$
carga elétrica total = 0	carga elétrica total = +2
Representação	Representação



A espécie química Mg^{2+} é denominada **cátion bivalente** ou **íon bivalente positivo**.

Vejamos outro exemplo.

Átomo	Íon
alumínio (Al) Z = 13	Al ³⁺

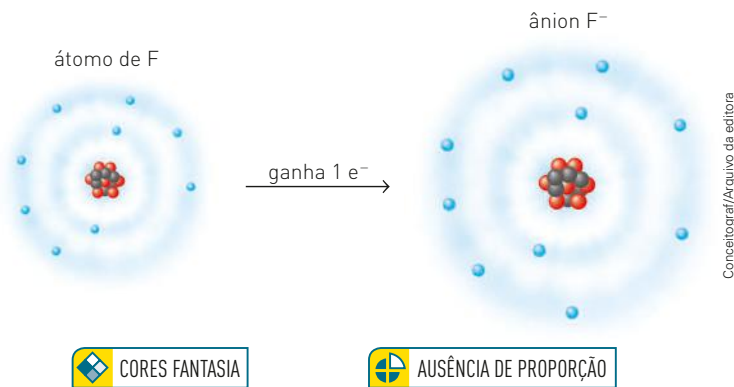
$$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} p = 13 \Rightarrow 13 \text{ cargas positivas} = +13 \\ e^- = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10 \\ \hline \text{carga elétrica total} = +3 \end{array} \right.$$

A carga representada no íon (3+) indica a perda de três elétrons pelo átomo, e essa espécie química é denominada **cátion trivalente** ou **íon trivalente positivo**.

Íons negativos ou ânions

Os ânions formam-se quando um átomo ganha um ou mais elétrons, resultando em um íon negativo, em que o número de prótons é menor que o de elétrons.

Por exemplo, o átomo de flúor (F), que apresenta Z = 9, ao ganhar um elétron se torna um ânion. Observe:



$$\begin{array}{l} p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9 \\ e^- = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas negativas} = -9 \\ \hline \text{carga elétrica total} = 0 \end{array}$$

Representação

F

$$\begin{array}{l} p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9 \\ e^- = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10 \\ \hline \text{carga elétrica total} = -1 \end{array}$$

Representação

F⁻

A espécie química F⁻ é denominada **ânion monovalente** ou **íon monovalente negativo**.

Vejamos outro exemplo.

Átomo	Íon
oxigênio (O) Z = 8	O ²⁻

$$\begin{array}{l} p = 8 \Rightarrow 8 \text{ cargas positivas} = +8 \\ e^- = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10 \\ \hline \text{carga elétrica total} = -2 \end{array}$$

A carga representada no íon (2-) indica o ganho de dois elétrons pelo átomo, e essa espécie química é denominada **ânion bivalente** ou **íon bivalente negativo**.

Uma maneira prática de calcular a carga de um íon é:

$$\text{carga do íon} = n^{\circ} \text{ de prótons} - n^{\circ} \text{ de elétrons}$$

Vejamos dois exemplos.

$$\text{Al}^{3+} \left\{ \begin{array}{l} p = 13 \\ e^- = 10 \\ n = 14 \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{carga do íon} = p - e^- \\ \text{carga do íon} = 13 - 10 = +3 \end{array} \Rightarrow \text{Al}^{3+}$$

$$\text{S}^{2-} \left\{ \begin{array}{l} p = 16 \\ e^- = 18 \\ n = 16 \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{carga do íon} = p - e^- \\ \text{carga do íon} = 16 - 18 = -2 \end{array} \Rightarrow \text{S}^{2-}$$

Semelhanças atômicas

Isótopos

No início do século XX, experiências com elementos radioativos realizadas pelo inglês Frederick Soddy (1897-1956) e outros cientistas mostraram evidências de que um elemento químico pode ser constituído por uma mistura de vários átomos com mesmo número atômico, mas com diferentes números de massa. Esses átomos foram chamados por Soddy de isótopos (*iso* = mesmo; *topos* = lugar), porque, por pertencerem ao mesmo elemento químico, devem ocupar o mesmo lugar na classificação periódica.

Assim:

Isótopos: átomos que, por pertencerem ao mesmo elemento químico, apresentam o mesmo número atômico (Z), mas possuem diferentes números de massa (A).

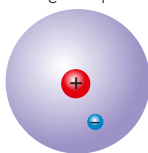
Os isótopos naturais são sempre encontrados em uma proporção praticamente constante para cada elemento químico, em qualquer lugar da Terra e em quaisquer substâncias nas quais estejam presentes.

Veja, a seguir, os isótopos naturais do elemento químico magnésio (Mg) e as proporções em que eles são encontrados na natureza.

Os isótopos, em geral, não apresentam nome próprio e são designados pelo nome do elemento seguido do respectivo número de massa. Assim, a representação carbono 12 ou C^{12} refere-se ao isótopo do elemento químico carbono de número de massa 12.

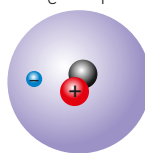
O único elemento químico cujos isótopos têm nome é o hidrogênio (H), formado pelos seguintes isótopos naturais:

$p = 1$
 $n = 0$
 $e^- = 1$



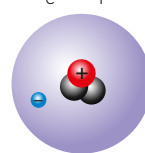
Prótio.

$p = 1$
 $n = 1$
 $e^- = 1$



Deutério.

$p = 1$
 $n = 2$
 $e^- = 1$

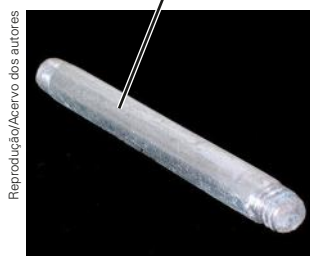


Trítio.

Representação	Nomes	Abundância (%)
${}^1_1\text{H}$	Hidrogênio leve; hidrogênio comum; prótio	99,985
${}^2_1\text{H}$	Deutério	0,015
${}^3_1\text{H}$	Trítio; tricério; tritério	10^{-17}

Como os isótopos pertencem a um mesmo elemento químico, apresentam propriedades químicas iguais, pois elas são determinadas pelo número atômico e não pelo número de massa.

Já as propriedades físicas, como densidade, temperatura de fusão e temperatura de ebulição, são diferentes, pois dependem da massa do isótopo.



Barra de magnésio.

Água deuterada ou água pesada

O deutério (^2_1H ou D), isótopo do hidrogênio que apresenta número de massa igual a 2, pode substituir os átomos de hidrogênio de número de massa igual a 1 formando assim a chamada água pesada ou água deuterada, de fórmula D_2O . Será que a água “comum” e a água “pesada” apresentam as mesmas propriedades físicas? Observe a tabela abaixo:

Propriedades	H_2O	D_2O
Ponto de fusão ($^{\circ}\text{C}$)	0,00	3,81
Densidade (g/cm^3)	0,9999 (277 K)	1,1056 (293 K)

Fonte: <http://qnint.sbq.org.br/qni/popup_visualizarMolecula.php?id=Pt-vo7_bFHezq10tbDLXK7jMDfRZUHq3jXHm5EzafU8ViTJU4kPY0563GkAe-XFLtTkjIU1novel6z6rFr56SA>. Acesso em: 7 nov. 2017.

Como podemos analisar a partir dos dados da tabela, a substituição dos átomos de hidrogênio comum por átomos de deutério é o suficiente para alterar as propriedades físicas da água. Um fato interessante devido a essas diferenças de propriedades físicas é que um **cubo de gelo de água deuterada** afunda em água líquida “comum”.

Uma aplicação da água deuterada é como absorvedora de nêutrons em reatores nucleares, para moderar o processo de reação em cadeia que ocorre no interior desses reatores.

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// No béquer da direita temos um cubo de gelo de água “comum” flutuando em água “comum”. No béquer da esquerda temos um cubo de gelo de água “pesada”, de maior densidade, que não flutua na água “comum”.

Reflita

1. Faça uma previsão sobre a temperatura de ebulição da água pesada (D_2O) ao nível do mar. Justifique.
2. Ao ingerirmos um copo com água mineral, será que estamos ingerindo moléculas de água pesada?

Íons no nosso corpo

Os íons são muito importantes para o bom funcionamento do nosso organismo. Seu excesso ou sua carência podem causar problemas à nossa saúde.

Os íons encontrados em grande quantidade (concentrações) no nosso organismo são chamados de macroelementos. Veja algumas das funções desempenhadas por alguns desses íons e as consequências de sua falta ou excesso.

Na⁺: cátion sódio

Em nosso organismo, atua no controle da pressão sanguínea e na propagação de impulsos nervosos.

Sua deficiência no organismo em geral ocorre por perda excessiva de líquido, decorrente principalmente de diarreias, doenças renais e uso inadequado de diuréticos, podendo causar letargia ("moleza"), fraqueza, redução da pressão arterial e até convulsões.

Ca²⁺: cátion cálcio

Além de formar ossos e dentes, o cálcio participa dos processos de coagulação, contração muscular, regulação de batimentos cardíacos e atuação de enzimas.

A deficiência de cálcio (hipocalcemia) pode provocar osteoporose, raquitismo, paralisia muscular total ou parcial e hipertensão arterial.

O excesso de cálcio (hipercalcemia) pode levar à perda da função renal, à formação de cálculos renais e a distúrbios psíquicos.

As principais fontes de cálcio são: queijo, vegetais de folhas verde-escuras, moluscos, sardinha e salmão.

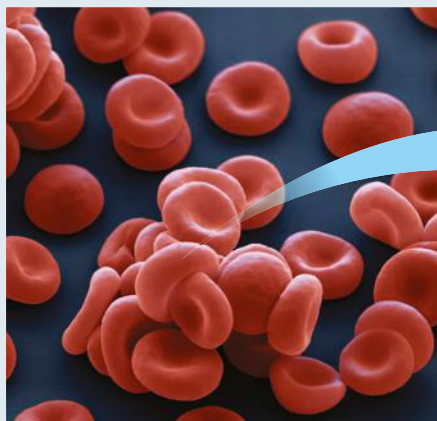
Fe²⁺: cátion ferro II ou ferroso

O metal ferro normalmente origina dois cátions: Fe²⁺ ou Fe³⁺. Embora o nosso organismo utilize somente o Fe²⁺, muitas vezes ingerimos ferro na forma de Fe³⁺. Quando o Fe³⁺ entra em contato com o suco gástrico, uma pequena parte dele pode ser transformada em Fe²⁺.

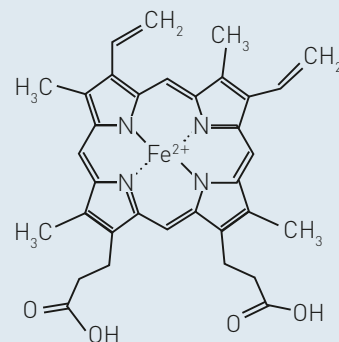
A quantidade de ferro em nosso organismo varia de 3 g a 5 g, e cerca de 75% desse total faz parte da hemoglobina presente nas hemácias, que é responsável pelo transporte de gás oxigênio (O₂) no processo de respiração.

As hemácias (eritrócitos) são células que fazem parte da série vermelha do sangue, que contém hemoglobina.

A hemoglobina possui quatro grupos heme, que podem se ligar a uma molécula de O₂ por meio do ferro presente em seu interior. Imagem de microscópio eletrônico, colorida artificialmente e ampliada 1320 vezes. Em cada grupo heme existe um íon Fe²⁺ ligado a quatro átomos de nitrogênio.



Eye of Science/SP/Latinstock



Buntrock, Gerrit Ltd/StockFood/Keystone

O excesso de íons Na⁺, ingeridos por meio dos alimentos ou, deliberadamente, quando utilizamos o sal de cozinha, pode causar aumento da pressão arterial.



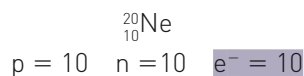
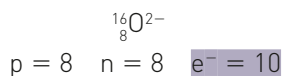
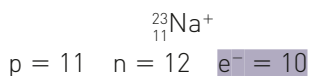
Reprodução/Acervo da editora

As cascas de ovos, limpas, secas (em forno ou ao sol) e reduzidas a pó, são uma excelente fonte de cálcio. Em algumas creches, mingaus e sopas são enriquecidos com esse pó.

Isoeletrônicos

Átomos ou íons isoeletrônicos são aqueles que apresentam a mesma quantidade de elétrons.

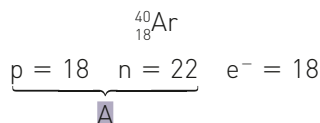
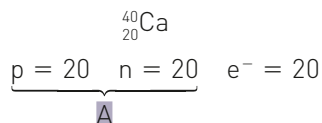
Veja os exemplos:



Isóbaros

Átomos isóbaros são aqueles que têm diferentes números atômicos (Z), mas o mesmo número de massa (A).

Veja os exemplos:

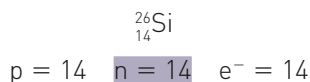
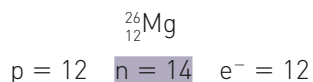


Os isóbaros pertencem, portanto, a diferentes elementos químicos, o que nos leva a concluir que suas propriedades químicas são diferentes.

Isótonos

Átomos isótonos são aqueles que têm o mesmo número de nêutrons (n), mas diferentes números atômicos (Z) e de massa (A).

Veja os exemplos:



Por pertencerem a diferentes elementos químicos, apresentam diferentes propriedades químicas e, em geral, diferentes propriedades físicas.

Exercício resolvido

O fosfato de cálcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ é o principal componente dos ossos. Na fórmula dessa substância temos os seguintes íons:



Qual é o número de elétrons de cada íon?

Solução

Ca^{2+} : a carga 2+ indica que o número de prótons é 2 unidades maior do que o número de elétrons.
 $Z = 20 \Rightarrow p = 20$, logo $e^- = 18$

Veja outra maneira de determinar o número de elétrons.

Carga do íon = (nº de prótons) – (nº de elétrons)

$$\begin{array}{rclcl} +2 & = & 20 & - & e^- \\ e^- & = & 18 & & \end{array}$$

PO_4^{3-} : a carga 3– indica que o número de elétrons é 3 unidades maior do que o número de prótons.

No PO_4^{3-} , temos 1 P e 4 O.

$$1 \text{ P: } Z = 15 \Rightarrow p = 15$$

$$1 \text{ O: } Z = 8 \Rightarrow p = 8 \Rightarrow 4 \text{ O} \Rightarrow p = 32$$

$$\text{Total de prótons} = 15 + 32 = 47$$

$$\text{Ou seja, } e^- = 50$$

Há, ainda, outro modo para chegar à solução:

Carga do íon = (nº de prótons) – (nº de elétrons)

$$-3 = 47 - e^-$$

$$e^- = 50$$

Fundamentando seus conhecimentos

A respeito do carbonato de cálcio (CaCO_3), resolva as questões 1 a 6, com base nas legendas.



Fabio Knoll/Pulsar Imagens

// Leda, estátua esculpida em mármore (CaCO_3) exposta na área externa do Castelo São João. Recife, PE. 2010.



UWPPhoto/Shutterstock

// Os recifes de corais são formações construídas a partir da deposição de carbonato de cálcio por diversos organismos marinhos.

1. Escreva os nomes e os símbolos de cada elemento químico presente na sua fórmula.
2. Qual é o número total de átomos presentes em sua fórmula?
3. Qual elemento químico na fórmula é essencial para a formação e o desenvolvimento dos ossos?
4. Qual é o elemento químico cuja deficiência provoca a osteoporose?
5. Cite um alimento rico em cálcio.
6. No carbonato de cálcio, temos dois íons: o cátion Ca^{2+} e o ânion CO_3^{2-} . Conhecendo os números atômicos e os números de massa de cada elemento: ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, determine:

- a) o número de prótons, nêutrons e elétrons em cada átomo dos elementos carbono, cálcio e oxigênio;
- b) o número de elétrons presentes nos íons Ca^{2+} e O^{2-} ;
- c) o número de elétrons presentes no ânion carbonato CO_3^{2-} .

7. Os átomos de hidrogênio presentes na natureza podem ser representados por:

Átomos de hidrogênio	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Abundância (%)	99,985	0,015	10^{-7}

Agora responda:

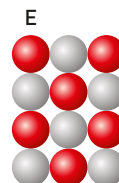
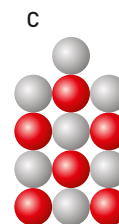
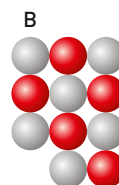
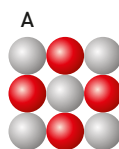
- a) Como esses átomos são classificados?
 - b) Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons em cada um deles.
 - c) Qual desses átomos é o mais encontrado em um copo com água?
8. Observe a representação dos núcleos dos átomos de A a E.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Próton ●

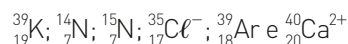
Nêutron ●



Adilson Secco/Arquivo da editora

Escreva quais átomos são isótopos.

9. Considere estas espécies.



Indique quais são:

- a) isótopos.
- b) isoeletrônicos.
- c) isóbaros.

Desenvolvendo seus conhecimentos

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Cinco amigos estavam estudando para a prova de Química e decidiram fazer um jogo com os elementos da Tabela Periódica:

- cada participante selecionou um isótopo dos elementos da Tabela Periódica e anotou sua escolha em um cartão de papel;
- os jogadores Fernanda, Gabriela, Júlia, Paulo e Pedro decidiram que o vencedor seria aquele que apresentasse o cartão contendo o átomo com o maior número de nêutrons.

Os cartões foram, então, mostrados pelos jogadores.

$\begin{array}{ c } \hline 56 \\ \hline \text{Fe} \\ \hline 26 \\ \hline \end{array}$	$\begin{array}{ c } \hline 16 \\ \hline \text{O} \\ \hline 8 \\ \hline \end{array}$	$\begin{array}{ c } \hline 40 \\ \hline \text{Ca} \\ \hline 20 \\ \hline \end{array}$	$\begin{array}{ c } \hline 7 \\ \hline \text{Li} \\ \hline 3 \\ \hline \end{array}$	$\begin{array}{ c } \hline 35 \\ \hline \text{Cl} \\ \hline 17 \\ \hline \end{array}$
Fernanda	Gabriela	Júlia	Paulo	Pedro

1. (Fatec-SP) Observando os cartões, é correto afirmar que o(a) vencedor(a) foi:

- a) Júlia.
- b) Paulo.
- c) Pedro.
- d) Gabriela.
- x e) Fernanda.**

2. (IFCE) O átomo é constituído por duas regiões, o núcleo e a eletrosfera. O núcleo é a parte central do átomo, sendo constituído de prótons e nêutrons. A eletrosfera, região que rodeia o núcleo, é formada de elétrons. Diante disso, supondo que um átomo seja formado por 18 prótons, 22 nêutrons e 18 elétrons, seu número atômico e número de massa, respectivamente, serão iguais a

- a) 22 e 16.
- b) 18 e 22.
- c) 18 e 16.
- d) 22 e 40.
- x e) 18 e 40.**

3. Parte de um artigo publicado na revista *Scientific American Brasil* está reproduzida a seguir.

A análise arqueológica dos restos de cabelos e ossos, que examina a quantidade de isótopos estáveis de carbono e nitrogênio (carbono 13 e nitrogênio 15), pode dar informações sobre a alimentação de uma pessoa. O nitrogênio 15 revela o quanto o indivíduo dependia de proteína animal ou vegetal, enquanto o carbono 13 indica o tipo de planta que a pessoa comia e se os frutos do mar ou os alimentos da terra prevaleciam na dieta.

A saga revivida de Ötzi, o Homem do Gelo. *Scientific American Brasil*. São Paulo, ed. 13, jun. 2003. Disponível em: <http://www2.uol.com.br/sciam/reportagens/a_saga_revivida_de_otzi_o_homem_do_gelo.html>. Acesso em: 7 ago. 2017.

Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons nas espécies $^{16}_{13}\text{C}$ e $^{15}_7\text{N}$.

Leia o texto para responder à questão a seguir.

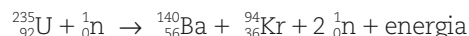
Os átomos de alguns elementos químicos apresentam a propriedade de, por meio de reações nucleares, transformar massa em energia. O processo ocorre espontaneamente em alguns elementos, porém em outros precisa ser provocado por meio de técnicas específicas.

Existem duas formas de obter essa energia:

- fissão nuclear, em que o núcleo atômico se divide em duas ou mais partículas; e
- fusão nuclear, na qual dois ou mais núcleos se unem para produzir um novo elemento.

A fissão do átomo de urânio é a principal técnica empregada para a geração de eletricidade em usinas nucleares e também pode ser usada em armas nucleares.

A fissão do urânio (U) pode ser provocada pelo bombardeamento de nêutrons (n) e pode ser representada pela equação:



<<http://tinyurl.com/z6aohek>>
Acesso em: 19.02.2016. Adaptado.

4. (CPS-SP) Ao analisarmos a representação do elemento bário, na fissão do urânio, podemos afirmar que ele apresenta

- a) número atômico 140.
- b) número de massa 56.
- x c) número de prótons 56.**
- d) número de elétrons 84.
- e) número de nêutrons 140.

5. Uma espécie x é formada por 30 prótons, 32 nêutrons e 28 elétrons. Com base nessas informações, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A espécie x é um átomo.
- x II. A espécie x é um cátion.**
- III. A espécie x é um ânion.
- IV. A espécie pode ser representada por x^{2-} .
- x V. A espécie pode ser representada por x^{2+} .**

Quais afirmações estão corretas?

6. [Cefet-MG] Sobre as propriedades do íon sulfeto (${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$), marque (V) para verdadeiro ou (F) para falso.

- () Contém 14 elétrons.
 () Contém 16 nêutrons.
 () Apresenta massa atômica igual a 30.
 () Apresenta número atômico igual a 18.

A sequência correta é:

- x a) F, V, F, F c) F, F, V, V
 b) F, F, V, F d) V, V, F, F

7. [EsPCEX/Aman-RJ] Considere dois elementos químicos cujos átomos fornecem íons bivalentes isoeletrônicos, o cátion X^{2+} e o ânion Y^{2-} . Pode-se afirmar que os elementos químicos dos átomos X e Y referem-se, respectivamente, a

- a) ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{34}\text{Se}$ d) ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{8}\text{O}$
 b) ${}_{38}\text{Sr}$ e ${}_{8}\text{O}$ x e) ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{16}\text{S}$
 c) ${}_{38}\text{Sr}$ e ${}_{16}\text{S}$

8. Reproduza em seu caderno a tabela a seguir, completando-a corretamente.

	Ca^{2+}	Fe	N^{3-}	Ra
Nº atômico			7	
Nº de massa	40			
Prótons		26		
Nêutrons		30	7	138
Elétrons	18			88

9. Considere as espécies a seguir e responda aos itens abaixo.

- I. ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ IV. ${}^{40}_{18}\text{Ar}$
 II. ${}^{40}_{19}\text{K}$ V. ${}^{37}_{17}\text{Cl}$
 III. ${}^{76}_{32}\text{Ge}$

- a) Quais são isótopos?
 b) Quais são isoeletrônicos?
 c) Quais são isóbaros?
 d) Quais são Isótonos?

10. Determine o número atômico e o de massa de um átomo A que contém 22 nêutrons e é isoeletrônico do cátion ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$.

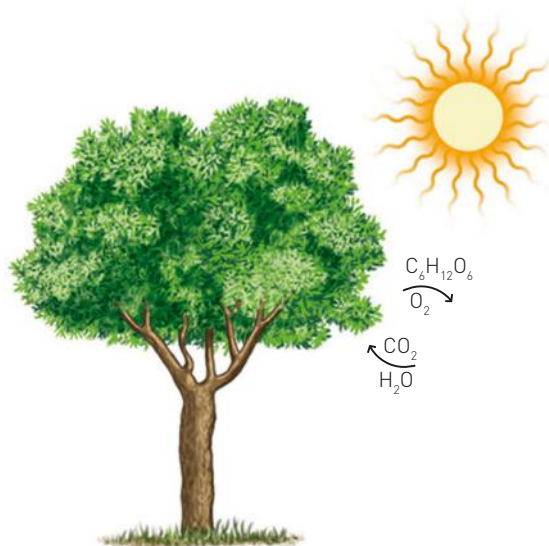
11. Dadas três espécies químicas com números atômicos consecutivos – A, B e ${}^{24}_{12}\text{C}^{2+}$ – considere os seguintes dados:

A tem 10 n e é isoeletrônico de C^{2+} .

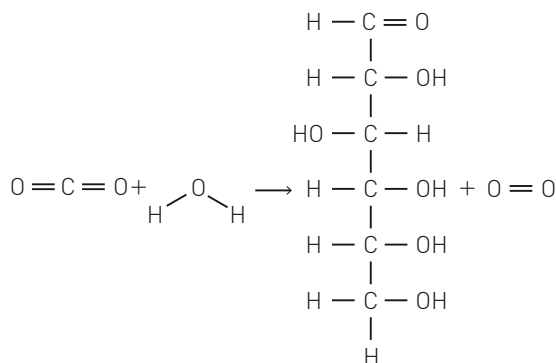
B tem o mesmo número de nêutrons que C^{2+} .

Determine o número atômico e de massa de A e B.

12. A etapa fotoquímica da fotossíntese, conhecida como “reação de claro”, é assim chamada por ocorrer somente na presença de luz.



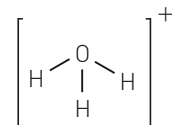
A reação da fotossíntese pode ser representada simplificada por:



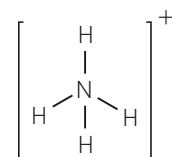
Considere os átomos: ${}^1_1\text{H}$; ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{12}_6\text{C}$ e calcule o número de prótons existentes em cada uma das moléculas.

13. Indique os números de prótons, nêutrons e elétrons presentes nos íons:

- a) Hidrônio (H_3O^+)



- b) Amônio (NH_4^+)



Desafiando seus conhecimentos

1. (Ifsul-RS) Os átomos são formados por prótons, nêutrons e elétrons. Os prótons e os nêutrons estão localizados no núcleo enquanto os elétrons circundam o átomo na eletrosfera. A tabela abaixo apresenta a quantidade de partículas que formam os elementos F, Mg e Fe.

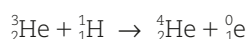
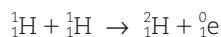
Elemento	Prótons	Nêutrons	Elétrons	Massa
F	9		9	19
Mg		12	12	24
Fe	26	30		56

Em relação ao número de nêutrons, prótons e elétrons, os valores que completam corretamente a tabela são, respectivamente,

- ☒ a) 10, 12 e 26.
☐ b) 9, 12 e 30.
☐ c) 19, 24 e 26.
☐ d) 9, 24 e 30.

Leia o texto para responder à questão a seguir.

A energia liberada pelo Sol é fundamental para a manutenção da vida no planeta Terra. Grande parte da energia produzida pelo Sol decorre do processo de fusão nuclear em que são formados átomos de hélio a partir de isótopos de hidrogênio, conforme representado no esquema:



(John B. Russell. *Química geral*, 1994.)

2. (Vunesp-SP) A partir das informações contidas no esquema, é correto afirmar que os números de nêutrons dos núcleos do hidrogênio, do deutério, do isótopo leve de hélio e do hélio, respectivamente, são:
- ☐ a) 1, 1, 2 e 2.
☐ b) 1, 2, 3 e 4.
☒ c) 0, 1, 1 e 2.
☐ d) 0, 0, 2 e 2.
☐ e) 0, 1, 2 e 3.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Água coletada em Fukushima em 2013 revela radioatividade recorde

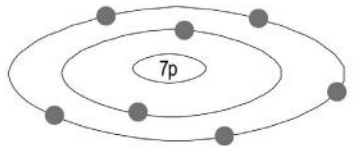
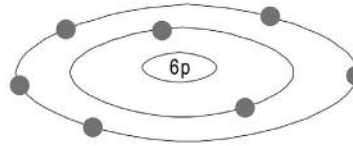
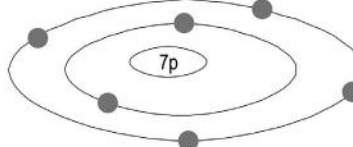
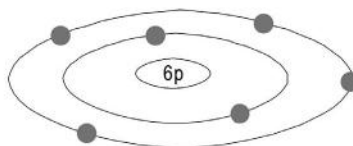
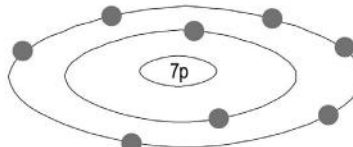
A empresa responsável pela operação da usina nuclear de Fukushima, Tokyo Electric Power (Tepco),

informou que as amostras de água coletadas na central em julho de 2013 continham um nível recorde de radioatividade, cinco vezes maior que o detectado originalmente. A Tepco explicou que uma nova medição revelou que o líquido, coletado de um poço de observação entre os reatores 1 e 2 da fábrica, continha nível recorde do isótopo radioativo estrôncio-90.

(www.folha.uol.com.br. Adaptado.)

3. (Vunesp-SP) O estrôncio-90, ${}^{90}_{38}\text{Sr}$, é o principal isótopo desse elemento químico encontrado nos reatores nucleares. Sobre esse isótopo, é correto afirmar que seu cátion bivalente possui
- ☐ a) 38 prótons, 50 nêutrons e 36 elétrons.
☐ b) 36 prótons, 52 nêutrons e 38 elétrons.
☐ c) 38 prótons, 50 nêutrons e 38 elétrons.
☒ d) 38 prótons, 52 nêutrons e 36 elétrons.
☐ e) 36 prótons, 52 nêutrons e 36 elétrons.

4. (Cefet-MG) Associe as representações das espécies químicas aos seus respectivos átomos ou íons, considerando que X possui $Z = 7$ e Y possui $Z = 6$.

Representações	Átomos ou íons
1. 	() X^-
2. 	() X
3. 	() Y
4. 	() Y^-
5. 	() X^+

Reprodução/CEFET-MG, 2014.

A sequência correta encontrada é:

- a) 2 – 4 – 1 – 5 – 3.
b) 3 – 1 – 5 – 2 – 4.
x c) 5 – 1 – 4 – 2 – 3.
d) 5 – 2 – 4 – 3 – 1.
5. (UTFPR) Em 2016 a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) confirmou a descoberta de mais quatro elementos, todos produzidos artificialmente, identificados nas últimas décadas por cientistas russos, japoneses e americanos, e que completam a sétima fila da tabela periódica. Eles se chamam Nihonium (símbolo Nh e elemento 113), Moscovium (símbolo Mc e elemento 115), Tennessine (símbolo Ts e elemento 117) e Oganesson (símbolo Og e elemento 118). Os números de massas destes elementos são, respectivamente, 286, 288, 294, 294.
- Com base nas afirmações acima assinale a alternativa correta.
- a) Esses elementos são representados por $^{113}_{286}\text{Nh}$, $^{115}_{288}\text{Mc}$, $^{117}_{294}\text{Ts}$ e $^{188}_{294}\text{Og}$.
x b) Os elementos Tennessine e Oganesson são isóbaros.
c) Estes elementos foram encontrados em meteoritos oriundos do espaço.
d) Os elementos Tennessine e Oganesson são isótopos.
e) Os quatro novos elementos são isótonos entre si.
6. (Uerj) Com base no número de partículas subatômicas que compõem um átomo, as seguintes grandezas podem ser definidas:

Grandeza	Símbolo
número atômico	Z
número de massa	A
número de nêutrons	N
número de elétrons	E

O oxigênio é encontrado na natureza sob a forma de três átomos: ^{16}O , ^{17}O e ^{18}O . No estado fundamental, esses átomos possuem entre si quantidades iguais de duas das grandezas apresentadas.

Os símbolos dessas duas grandezas são:

- a) Z e A.
b) E e N.
x c) Z e E.
d) N e A.

7. (Fatec-SP)

Em 2014, na Alemanha, um elemento pesado foi confirmado por experimentos com um colisor de partículas e ocupará sua justa posição como Elemento 117 na Tabela Periódica. Bombardeando amostras de berquélio radioativo com átomos de cálcio, pesquisadores criaram átomos com 117 prótons, originando um elemento químico, aproximadamente, 42% mais pesado que o chumbo e com meia-vida relativamente longa. Os físicos apelidaram, temporariamente, o novo integrante da Tabela Periódica como “ununséptio” (Uus), alusão direta ao numeral 117, que é a soma dos 20 prótons do cálcio com os 97 do berquélio.

(<http://tinyurl.com/m8nlkq2> Acesso em: 13.06.2014. Adaptado)

De acordo com o texto, o número de massa aproximada do ununséptio é:

Dado: $^{207}_{82}\text{Pb}$; $\text{Pb} = 207,2 \text{ u}$.

- x a) 294.
b) 207.
c) 166.
d) 117.
e) 42.

8. (FGV-SP)

O Brasil inaugurou em 2014 o Projeto Sirius, um acelerador de partículas que permitirá o desenvolvimento de pesquisa na área de materiais, física, química e biologia. Seu funcionamento se dará pelo fornecimento de energia a feixes de partículas subatômicas eletricamente carregadas: prótons e elétrons.

(<http://www.brasil.gov.br/ciencia-e-tecnologia/2014/02/>. Adaptado)

Na tabela, são apresentadas informações das quantidades de algumas partículas subatômicas para os íons X^{2-} e A^{2+} :

Carga da partícula	X^{2-}	A^{2+}
positiva	16	y
negativa	18	18

Nessa tabela, o nome do elemento X e o valor de y são, respectivamente,

- a) argônio e 16.
b) argônio e 20.
c) enxofre e 16.
d) enxofre e 18.
x e) enxofre e 20.

9. (UFF-RJ) Alguns estudantes de Química, avaliando seus conhecimentos relativos e conceitos básicos para o estudo do átomo, analisam as seguintes afirmativas:

- I. Átomos isótopos são aqueles que possuem mesmo número atômico e números de massa diferentes.
- II. O número atômico de um elemento corresponde à soma do número de prótons com o de nêutrons.
- III. O número de massa de um átomo, em particular, é a soma do número de prótons com o de elétrons.
- IV. Átomos isóbaros são aqueles que possuem números atômicos diferentes e mesmo número de massa.
- V. Átomos isótonos são aqueles que apresentam números atômicos diferentes, números de massa diferentes e mesmo número de nêutrons.

Esses estudantes concluem, corretamente, que as afirmativas verdadeiras são as indicadas por:

- a) I, III e V.
- ☒ b) I, IV e V.
- c) II e III.
- d) II, III e V.
- e) II e V.

10. (Unicap-PE) Dadas as espécies:

I	II	III	IV	V
$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{40}_{19}\text{K}$	$^{76}_{32}\text{Ge}$	$^{40}_{20}\text{Ca}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$

classifique os itens em verdadeiros (V) ou falsos (F).

- 0) I e IV são isóbaros. **F**
 - 1) II e V não são isoeletrônicos. **V**
 - 2) II e V são isótopos. **F**
 - 3) I e III são isótonos. **F**
 - 4) IV e V são isótonos. **V**
11. (UTFPR) Diferentes elementos químicos têm sido usados com a finalidade de avaliar a idade de objetos de interesse, entre os quais podemos citar urânio ($Z = 92$), C-14, K (19 prótons e 20 nêutrons) e $^{85}_{37}\text{Rb}$.
A respeito do texto, assinale a alternativa correta.
- a) O tório ($Z = 90$) é isótopo do urânio.
 - ☒ b) Os elementos C^{12} , C^{13} e C^{14} são isótopos entre si.
 - c) O potássio apresenta massa atômica maior que o rubídio.

- d) Se o número de massa do rubídio aumentar de 7 (sete) unidades ele se torna isóbaro do U-92.
- e) O rubídio é isótono do potássio.

12. (FGV-SP) A tabela apresenta dados referentes às espécies K, K^+ , Ca^{2+} e S^{2-} .

Espécie	Z	Nêutrons
K	19	22
K^+	19	22
Ca^{2+}	20	22
S^{2-}	16	18

Em relação a essas espécies, são feitas as seguintes afirmações:

- I. K^+ e Ca^{2+} são isótonos.
 - II. K e Ca^{2+} são isóbaros.
 - III. K^+ tem mais prótons que K.
 - IV. K^+ e S^{2-} têm o mesmo número de elétrons.
- É correto apenas o que se afirma em:

- a) I e II.
 - b) I e III.
 - ☒ c) I e IV.
 - d) II e III.
 - e) II e IV.
13. (Uerj) A descoberta dos isótopos foi de grande importância para o conhecimento da estrutura atômica da matéria.
Sabe-se, hoje, que os isótopos Fe^{54} e Fe^{56} têm, respectivamente, 28 e 30 nêutrons. A razão entre as cargas elétricas dos núcleos dos isótopos Fe^{54} e Fe^{56} é igual a:
- a) 0,5.
 - ☒ b) 1,0.
 - c) 1,5.
 - d) 2,0.
14. (Udesc) Os íons Mg^{+2} e F^- , originados dos átomos no estado fundamental dos elementos químicos magnésio e flúor, respectivamente, têm em comum o fato de que ambos:
- ☒ a) possuem o mesmo número de elétrons.
 - b) foram produzidos pelo ganho de elétrons, a partir do átomo de cada elemento químico, no estado fundamental.
 - c) foram produzidos pela perda de elétrons, a partir do átomo de cada elemento químico, no estado fundamental.
 - d) possuem o mesmo número de prótons.
 - e) possuem o mesmo número de nêutrons.
- Obs.: Mg ($Z = 12$); F ($Z = 9$).

15. (Unimontes-MG) O átomo do elemento químico cálcio (Ca), de número atômico 20, é encontrado na natureza como uma mistura de 6 isótopos, nas seguintes abundâncias relativas (%):

Isótopos	Abundâncias relativas (%)
40	96,96
42	0,64
43	0,145
44	2,07
46	0,0033
48	0,185

De acordo com a tabela mostrada e as propriedades dos isótopos, é incorreto afirmar que:

- a) o isótopo 48 do átomo de cálcio possui o maior número de massa.
 b) a abundância relativa de amostras naturais diferentes é a mesma.
 xc) o número de nêutrons de todos os isótopos do Ca é igual a 22.
 d) o núcleo do isótopo 40 é o que apresenta a maior estabilidade.

16. (UFRGS-RS) O ferro é um dos mais importantes metais utilizados pelo homem desde a antiguidade. São dadas as seguintes informações sobre o elemento ferro.

I. O ferro tem 4 isótopos estáveis naturais: ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe e ^{58}Fe .

II. O ferro pode ocorrer nos compostos na forma de cátions Fe^{2+} ou Fe^{3+} .

III. O ferro pode apresentar formas alotrópicas diferentes, tais como o Fe_α e o Fe_γ .

Considerando os princípios químicos e as informações apresentadas, é correto afirmar que:

- a) apenas o isótopo ^{56}Fe é capaz de formar cátion Fe^{2+} .
 b) o Fe_α é formado pelos isótopos ^{54}Fe e ^{56}Fe enquanto o Fe_γ é formado pelos isótopos ^{57}Fe e ^{58}Fe .
 c) os cátions Fe^{2+} ou Fe^{3+} são originados de átomos de ferro com diferentes números atômicos.
 d) o Fe_α origina os cátions Fe^{2+} e o Fe_γ origina os cátions Fe^{3+} .

xe) os diferentes isótopos do ferro podem ser encontrados tanto no Fe_α como no Fe_γ .

17. São dadas as seguintes informações relativas aos átomos X, Y e Z.

I. X é isóbaro de Y e isótono de Z.

II. Y tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z.

III. O número de massa de Z é 138.

O número atômico de X é:

- a) 53. d) 56.
 b) 54. e) 57.

xc) 55.

18. (IME-RJ) Sejam os elementos $^{150}_{63}\text{A}$, B e C de números atômicos consecutivos e crescentes na ordem dada.

Sabendo que A e B são isóbaros e que B e C são isótonos, podemos concluir que o número de massa do elemento C é igual a:

- a) 150.
 b) 64.
 c) 153.
 d) 65.

xe) 151.

19. Dois átomos, A e B, são isóbaros.

A tem número de massa $4x + 5$ e número atômico $2x + 2$.

B tem número de massa $5x - 1$.

Os números atômico, de massa, de nêutrons e de elétrons do átomo A correspondem, respectivamente, a:

- a) 14, 29, 14 e 15.
 b) 29, 15, 14 e 15.
 c) 29, 15, 15 e 14.

xd) 14, 29, 15 e 14.

e) 29, 14, 15 e 15.

20. (IME-RJ) A soma dos números de nêutrons de três átomos J, L e M é 88, enquanto a soma do número de prótons é 79.

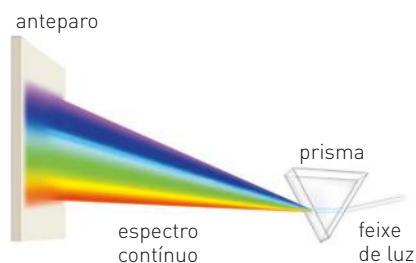
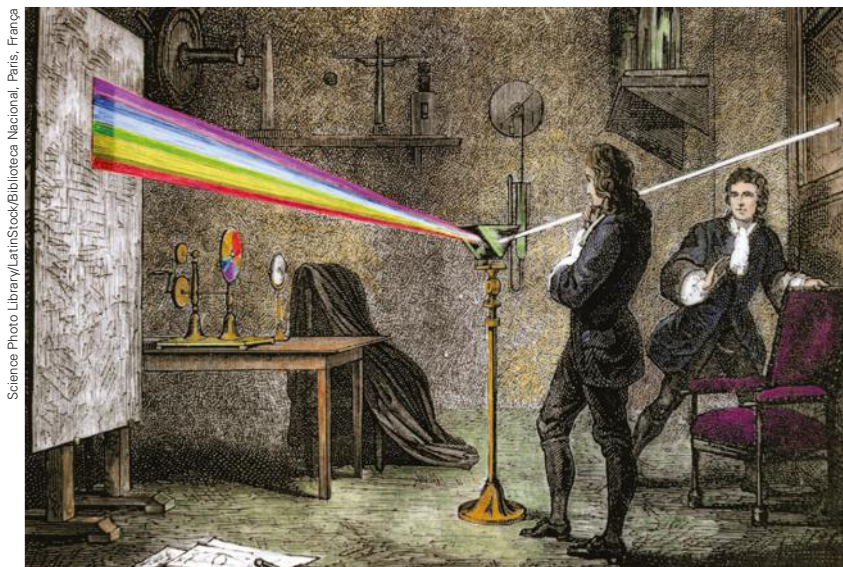
Sabe-se ainda que L tem 30 nêutrons, J e L são isótopos, L e M são isóbaros e J e M são isótonos. Calcule o número atômico e o número de massa de cada um deles.

Evolução do modelo atômico

Após Rutherford ter proposto seu modelo atômico, os cientistas direcionaram seus estudos para a distribuição dos elétrons na eletrosfera e fizeram progressos levando em conta conhecimentos prévios sobre a relação entre as ondas eletromagnéticas e as cores. Essas descobertas os levaram a propor novos modelos atômicos.

Ondas eletromagnéticas

No início do século XVII, o cientista inglês Isaac Newton (1642-1727) observou que, quando a luz solar atravessa um prisma, ocorre uma separação dos componentes da luz, dando origem a um conjunto de cores denominado **espectro contínuo**, uma vez que a mudança de uma cor para outra é praticamente imperceptível.



Conceitograf/Arquivo da editora

// Representação do espectro contínuo.

// Usando um prisma, Isaac Newton separou a luz visível formando um espectro com todas as cores do arco-íris.

SAIBA MAIS

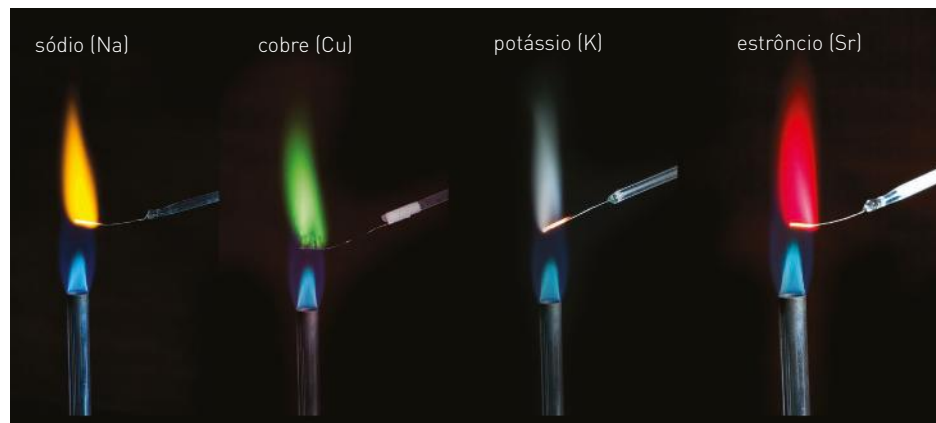
A ciência através dos tempos, de Attico Chassot. Editora Moderna.

O livro faz um apanhado geral da história das grandes áreas científicas (Física, Biologia, Química), apresentando suas principais personagens e fatos marcantes, além de enfatizar aqueles que usualmente não são mencionados na história oficial.



Por volta de 1855, o cientista alemão Robert Bunsen (1811-1899) descobriu que diferentes elementos químicos, quando submetidos à ação de uma chama, emitem luz com cores características para cada elemento químico.

// Elementos diferentes, submetidos à ação de uma chama, produzem luz com cores diferentes.

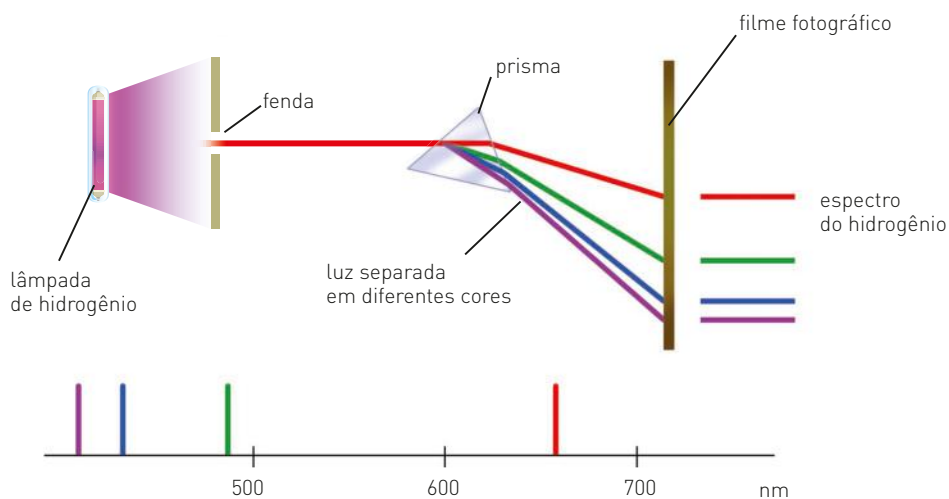


Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

No século XIX, os físicos constataram que o espectro contínuo obtido da luz solar pode se formar, também, a partir da luz emitida pelo filamento incandescente de uma lâmpada comum.

Quando a luz dessa lâmpada incide sobre um prisma, ela é decomposta em diferentes cores, formando um espectro que apresenta linhas ou raiais claras e finas, separadas umas das outras. Esse espectro apresenta aparência descontínua, uma vez que há uma separação evidente entre as cores.

Esse tipo de espectro também é obtido com a luz emitida por gases a baixa pressão, quando submetidos a descargas elétricas.



Luis Moura/Arquivo da editora

// A ilustração mostra esquematicamente o experimento feito com hidrogênio e as linhas coloridas do espectro de emissão do hidrogênio com os comprimentos de onda indicados em nanômetros ($1 \text{ nm} = 10^{-9}$ metros).

Com esse tipo de experimento, os físicos observaram que elementos químicos diferentes produzem espectros diferentes. Assim, puderam concluir que o espectro descontínuo de cada elemento serve para identificá-lo, pois apresenta raiais de cores diferentes.

Cada uma das linhas ou raiais de um espectro é caracterizada por um comprimento de onda (λ); assim, cada elemento pode emitir determinados comprimentos de onda.

O espectro eletromagnético

Acredita-se que a energia luminosa seja produzida pelo movimento oscilatório de uma carga elétrica, gerando campos elétricos e magnéticos. Assim, a luz se propaga através do espaço em ondas eletromagnéticas sempre à mesma velocidade (300 000 km/s no vácuo).

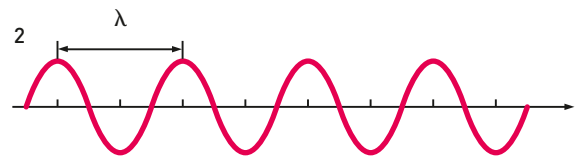
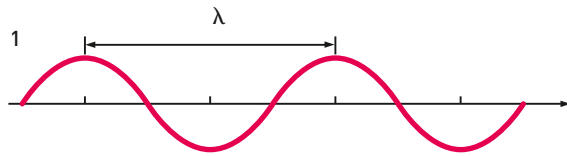
Essas ondas são caracterizadas por três grandezas:

- velocidade: c ou v ;
- frequência: f = número de oscilações por segundo;
- comprimento de onda: λ (lambda) = distância entre dois picos consecutivos de uma onda.

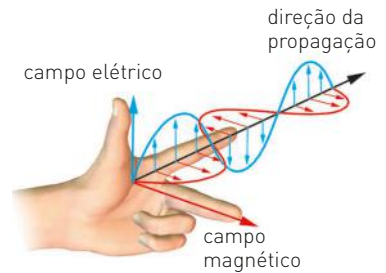
Essas grandezas se relacionam pela seguinte expressão:

$$c = \lambda \cdot f$$

O esquema a seguir representa duas ondas, considerando um mesmo intervalo de tempo.



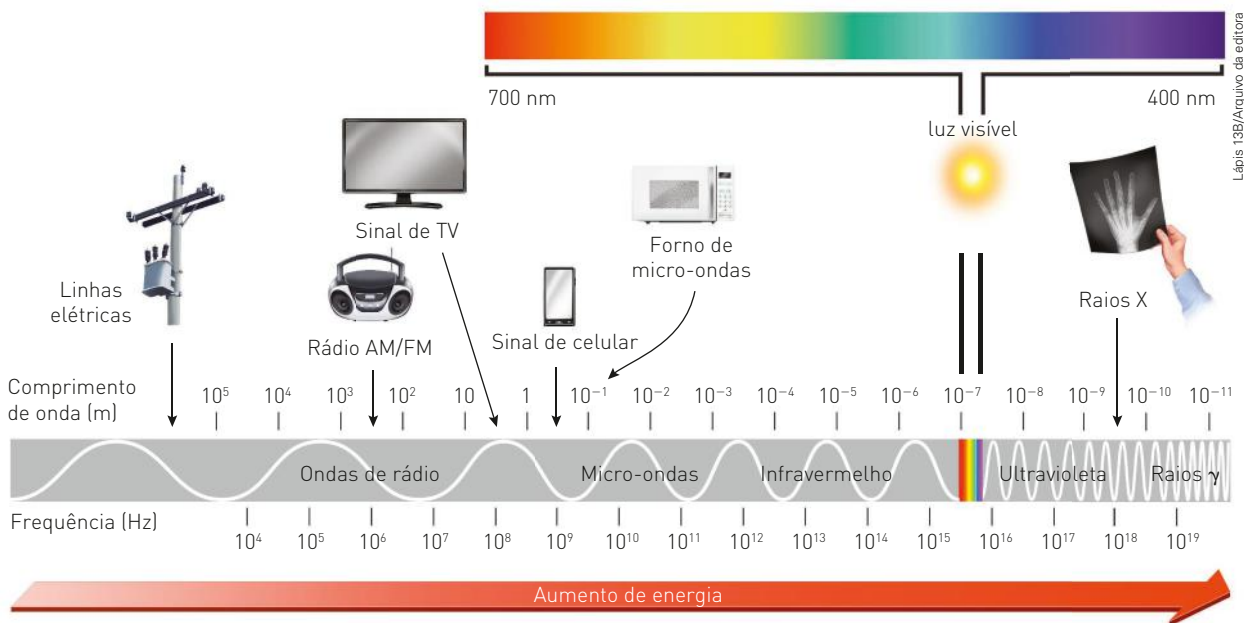
O comprimento de onda (λ) em 1 é maior do que em 2, enquanto em 1 o número de oscilações (frequência) é menor do que em 2. Sabendo-se que a velocidade (c) é uma constante, quanto maior for o comprimento de onda (λ), menor será a frequência (f).



Tanto a luz visível como todas as ondas eletromagnéticas se propagam vibrando no espaço, com os campos elétricos e magnéticos vibrando, em planos perpendiculares entre si.

Luís Moura/Arquivo da editora

Banco de imagens/Arquivo da editora



Lápis 13B/Arquivo da editora

A relação entre a frequência de uma onda e sua energia pode ser calculada pelo uso da equação:

$$E = h \cdot f$$

em que h é a constante de Planck, cujo valor é $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg/s}$.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Cuidados com o sol

Um dos componentes da luz solar são os raios ultravioleta (UV).

Os raios UV não fazem parte do espectro visível, ou seja, são invisíveis. Eles são classificados em UVA, UVB e UVC, de acordo com seu comprimento de onda.

A sensibilidade aos raios UV depende do tipo de pele, de acordo com o quadro a seguir.

Tipo	Cor	Sensibilidade	Reação
I	branca-clara	muito sensível	Sempre queima, nunca pigmenta.
II	branca	muito sensível	Sempre queima, pigmenta pouco.
III	morena-clara	sensível	Queima e pigmenta moderadamente.
IV	morena-escura	pouco sensível	Queima pouco, sempre pigmenta.
V	parda	pouquíssimo sensível	Nunca queima, sempre pigmenta.
VI	negra	insensível	Nunca queima, sempre pigmenta.

Fonte: Sampaio, Sebastião A. P.; Rivitti, Evandro A. *Dermatologia*. 3. ed. rev. e ampl. São Paulo: Artes Médicas, 2007. p. 845.

A fim de evitar os efeitos nocivos dos raios UV, utilizam-se os protetores solares, que apresentam dois tipos de filtro para esses raios:

- Filtros mecânicos: absorvem e, principalmente, refletem os raios ultravioleta.
- Filtros químicos: absorvem os raios UVA e UVB.

A relação entre o tempo necessário para evitar queimaduras com ou sem protetor solar é denominada fator de proteção solar (FPS). Um FPS 4 indica que a pessoa pode ficar quatro vezes mais tempo exposta ao sol, sem sofrer queimaduras, em relação ao tempo que poderia ficar sem usar o protetor solar. Os valores de FPS considerados ideais para o bom funcionamento dos protetores solares variam entre 2 e 30.

Os raios UV podem causar uma série de problemas de saúde, mas também podem ser usados em Medicina, com efeitos benéficos para o ser humano.

Por exemplo: existe um tratamento, chamado fototerapia, que é usado para combater certas afecções da pele, como psoríase, eczemas e dermatites. O tratamento consiste em administrar, via oral, ao paciente uma substância que aumenta a sensibilidade da pele aos raios UV. Depois, a região afetada é exposta à radiação UV de baixa intensidade, que elimina a causa da doença.

Em alguns casos de câncer de pele, o paciente recebe uma substância fotossensível e, em seguida, seu sangue é retirado, passa por um processo de circulação extracorpórea no qual é exposto aos raios UV e retorna ao corpo. Esse tratamento estimula o sistema imunológico a combater as células cancerígenas.



/// A exposição excessiva ao sol pode causar envelhecimento precoce e até câncer de pele.

Reflita

1. De acordo com o espectro e o texto, sabemos que a frequência de uma onda é inversamente proporcional ao seu comprimento de onda e a sua energia é diretamente proporcional à sua frequência. Assim, devemos esperar que a energia das ondas na faixa visível seja maior ou menor do que a dos raios ultravioleta?
2. Suponha que uma criança possa ficar exposta ao sol das 9 horas da manhã, sem o uso de protetor solar e sem se queimar, por 25 minutos. Quanto tempo essa criança poderia ter ficado ao sol se usasse um protetor solar fator 15? Não se esqueça de que, mesmo usando protetor solar, não é recomendada a exposição excessiva ao sol.

Modelo atômico de Rutherford-Böhr

O cientista dinamarquês Niels Böhr (1885-1962) relacionou as raías do espectro descontínuo dos gases às variações de energia dos elétrons contidos na eletrosfera desses gases. Em função dessa relação, ele propôs um novo modelo atômico, mas que mantinha as principais características do modelo de Rutherford. Por essa razão esse novo modelo foi chamado modelo atômico de Rutherford-Böhr.

// O físico dinamarquês Niels Henrik David Böhr trabalhou com J. J. Thomson e com Ernest Rutherford na Inglaterra. A sua teoria, proposta em 1911, para explicar o modelo atômico de Rutherford em função da quantificação da energia dos elétrons, não foi aceita inicialmente. Sua aceitação ocorreu somente na década de 1920. Böhr recebeu o prêmio Nobel de Física em 1922.

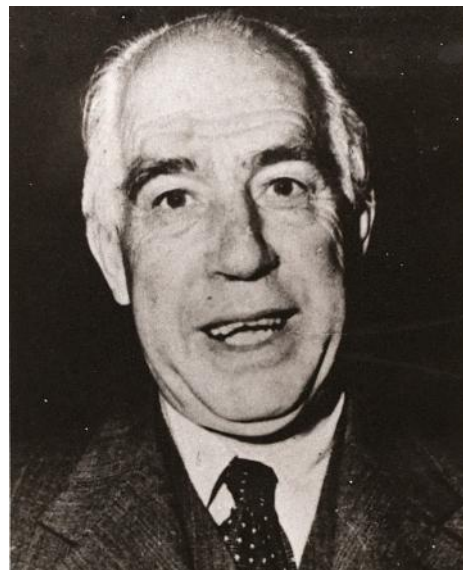
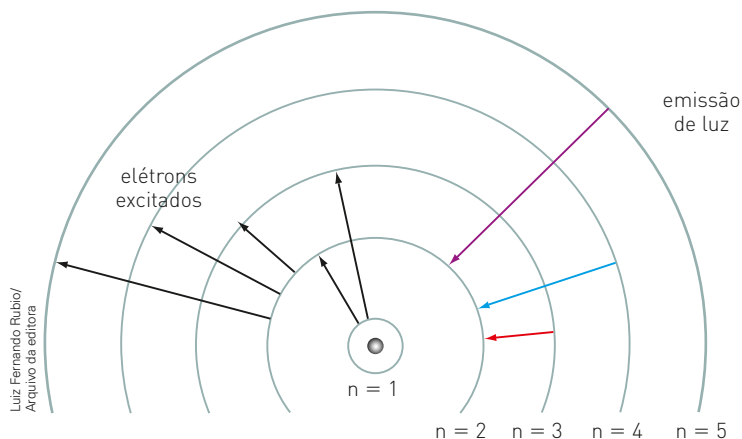


Image Asset Management/Image Plus

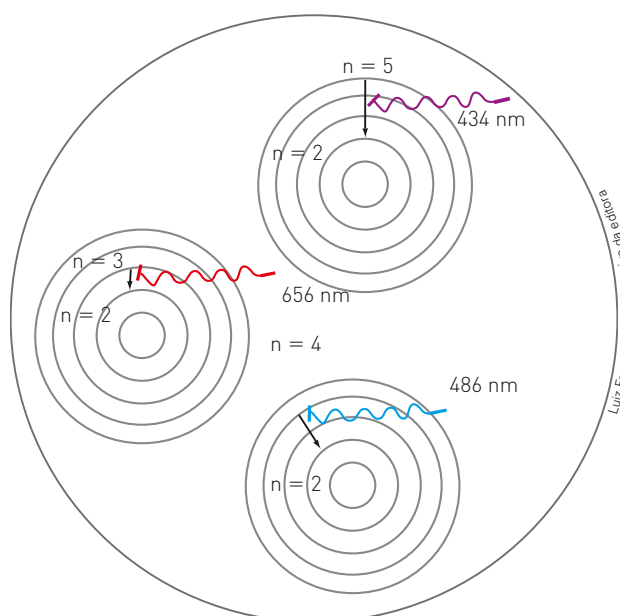
Para a concepção desse modelo, Böhr elaborou os seguintes postulados:

1. Em um átomo são permitidas somente algumas órbitas circulares ao elétron, e em cada uma dessas órbitas o elétron apresenta energia constante.
2. Um elétron não pode assumir qualquer valor de energia, mas somente determinados valores que correspondem às órbitas permitidas, tendo, assim, determinados níveis de energia ou camadas energéticas.
3. Um elétron, quando localizado em uma dessas órbitas, não perde nem ganha energia espontaneamente. Por isso, nesse caso, diz-se que ele assume um estado estacionário.
4. Um elétron pode absorver energia de uma fonte externa somente em unidades discretas (pequenas), chamadas *quanta* (forma singular: *quantum*).
5. Quando um elétron absorve um *quantum* de energia, ele salta para uma órbita mais energética, ligeiramente mais afastada do núcleo. Dizemos que o elétron realizou um salto quântico e atingiu um estado excitado.
6. Quando o elétron retorna à órbita menos energética, ele perde, na forma de onda eletromagnética, uma quantidade de energia que corresponde à diferença de energia existente entre as órbitas envolvidas no movimento do elétron.



// Quando os elétrons recebem energia são excitados e movem-se para órbitas mais energéticas (setas pretas). Quando o elétron retorna a órbitas menos energética, libera energia na forma de luz (setas violeta, azul e vermelha). Sendo n o número das órbitas.

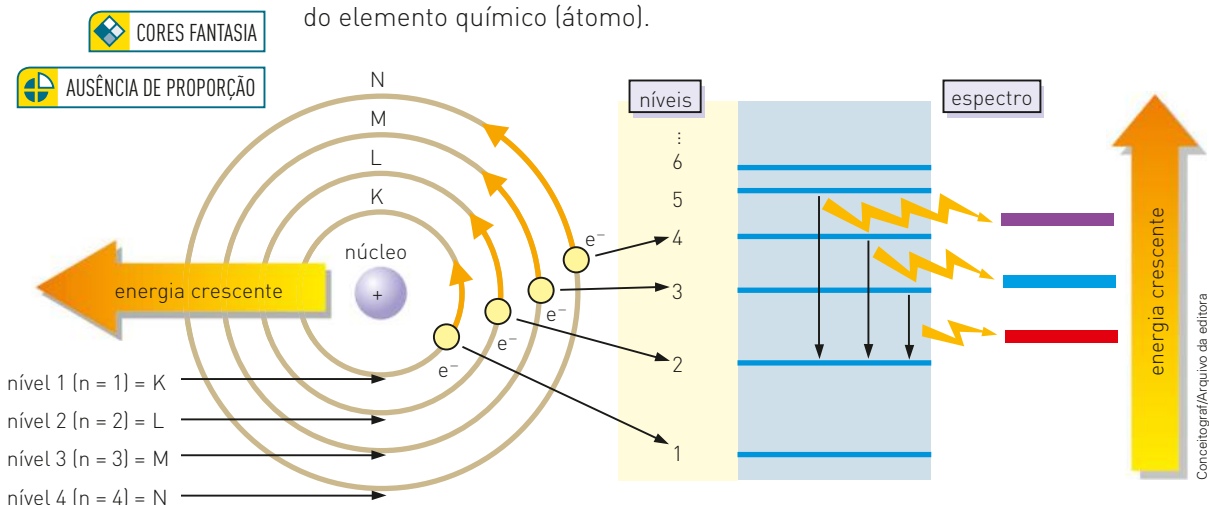
A mudança entre órbitas diferentes libera diferentes quantidades de energia, que correspondem a diferentes cores.



// Nos retornos dos elétrons aos níveis de menor energia são liberadas diferentes cores: de $n=5$ para $n=2$: violeta; de $n=4$ para $n=2$: azul; e de $n=3$ para $n=2$: vermelho. Sendo n o número das órbitas.

A ilustração abaixo representa as diferentes transições de órbitas para o átomo de hidrogênio.

De acordo com esse modelo, o átomo pode ser representado de forma que as órbitas permitidas para os elétrons tenham relação com os diferentes níveis de energia e, ainda, com as respectivas raia presentes no espectro característico do elemento químico (átomo).



// Após excitação eletrônica, os elétrons, ao retornar aos seus níveis originais de energia, emitem energia na forma de luz.



Luminosos

Os letreiros luminosos, muito usados em publicidade, utilizam principalmente gás neônio (Ne) e, por isso, são conhecidos por **luminosos de neon**.

O funcionamento desses luminosos é semelhante ao de uma lâmpada fluorescente, ou seja, os elétrons são excitados e, na sua volta à órbita original, emitem luz.

As diferentes cores e tonalidades que podem ser obtidas dependem da diferença de potencial, da pressão do gás e de sua composição.

Ne puro	Luz vermelha
Ne + Hg (mercúrio)	Luz azul
Ne + CO ₂ (gás carbônico)	Luz violeta

Esse tipo de luminescência, denominado fluorescência, é causado pelo fornecimento de energia. Quando o fornecimento é interrompido, a emissão de luz cessa imediatamente.

Existem outros tipos de luminescência:

Fotos: Fabio R. Martins/Acervo do fotógrafo



// Quando a emissão de luz persiste durante certo tempo após a interrupção do fornecimento de energia (nesse caso, a luz), ela é denominada fosforescência.



Martyn F. Chillmaid/SPL/Latinstock

// Quimioluminescência: emissão de luz provocada por uma reação química.

unterwegs/Shutterstock



// Luz emitida pelo vaga-lume.

Quando a quimioluminescência ocorre em um organismo (por exemplo, vaga-lume), recebe o nome de bioluminescência.

Reflita

1. O fato de o modelo de Böhr ter explicado adequadamente a emissão ou a absorção de energia pelos elétrons indica claramente que o modelo de Dalton está ultrapassado e, portanto, deve ser abandonado. Isso está correto?

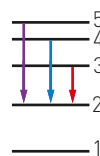
2. Analise a ilustração ao lado e responda às questões a seguir.

Admita que cada camada energética tenha o equivalente ao seu número da camada menos 0,30 unidade de energia. Qual é o total de energia que o elétron da quarta camada deve perder para poder ocupar a segunda camada? Qual seria a cor da sua emissão de luz?

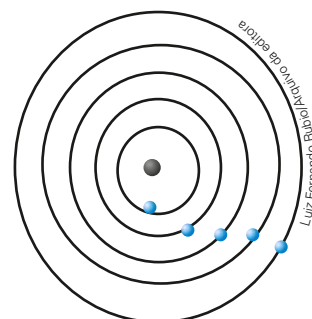
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

níveis de energia



● elétrons



Cores

Pesquise em sua casa, em uma farmácia, na internet ou na biblioteca de sua escola a composição dos seguintes produtos: sal de fruta (antiácido estomacal), fungicida (utilizado no tratamento da água de piscina) e fermento químico.

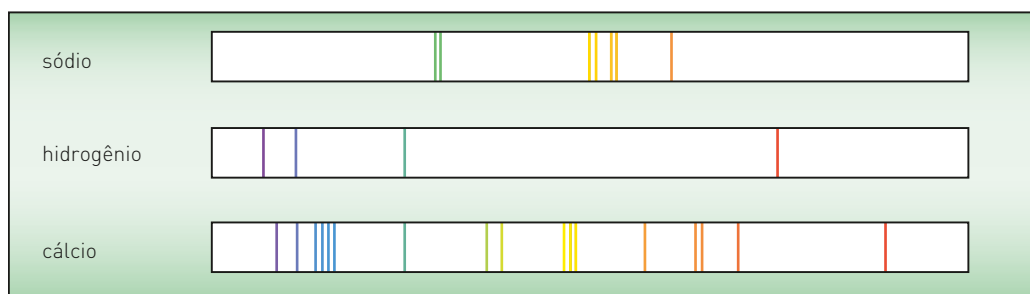
Observe as fotografias do ensaio de chama do início deste capítulo e faça uma previsão das cores que serão observadas se for realizado o teste de chama com esses produtos.

A eletrosfera

Um novo modelo para o átomo

O trabalho de Böhr despertou o interesse de vários cientistas para o estudo dos espectros descontínuos. Um deles, Arnold Sommerfeld (1868-1951), percebeu, em 1916, que as raiais obtidas por Böhr eram, na verdade, um conjunto de raiais mais finas e supôs, então, que os níveis de energia estariam divididos em regiões ainda menores, por ele denominadas **subníveis de energia**.

// Representação dos espectros dos elementos sódio, hidrogênio e cálcio.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Em 1927, o físico austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961) propôs que cada elétron da eletrosfera de um átomo é caracterizado por determinada quantidade de energia. Assim, para distribuímos os elétrons na eletrosfera devemos conhecer a energia dos elétrons e, conseqüentemente, as energias dos níveis e subníveis da eletrosfera.

Elétrons com diferentes quantidades de energia ocupam diferentes níveis e subníveis, devendo ocupar sempre os subníveis de menor energia. Esse método é conhecido por **Princípio de Aufbau** (do alemão *aufbauen*, que significa montar, formar, construir) e consiste em montar a configuração eletrônica de um átomo a partir do átomo com número atômico imediatamente anterior.

Energia dos níveis e dos subníveis

Os níveis são representados por números (1, 2, 3, ..., 7) e equivalem às camadas eletrônicas (K, L, M, ..., Q). Os subníveis são identificados pelas letras minúsculas s, p, d, f, g, h, i.

O primeiro nível ($n = 1$) apresenta um subnível denominado s; o segundo nível ($n = 2$) apresenta dois subníveis s e p. Os demais níveis apresentam sempre um subnível a mais que o nível anterior. Cada subnível é representado pelo número do nível em que está localizado e pela letra que o identifica. Assim, temos:

1s: nível 1 subnível s
3p: nível 3 subnível p

Relacionando níveis (ou camadas) e subníveis diretamente, teremos um diagrama da eletrosfera que pode ser representado assim:

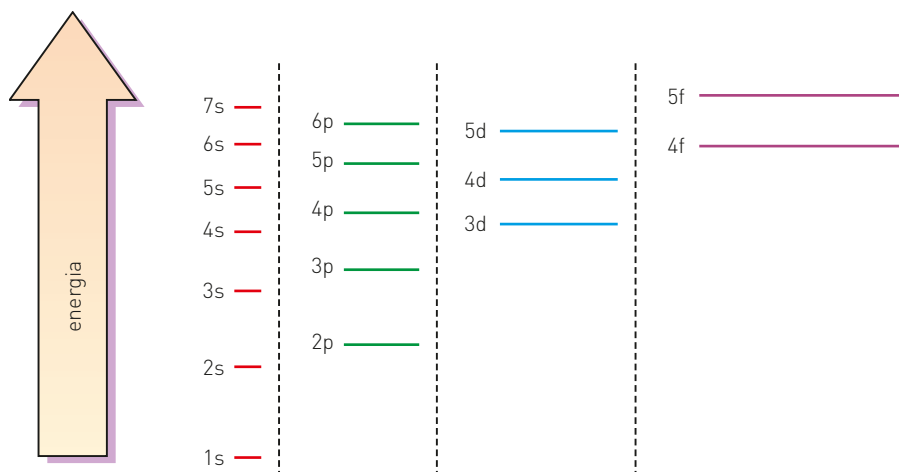
Camadas	Níveis	Subníveis						
K	n = 1	1s						
L	n = 2	2s	2p					
M	n = 3	3s	3p	3d				
N	n = 4	4s	4p	4d	4f			
O	n = 5	5s	5p	5d	5f	5g*		
P	n = 6	6s	6p	6d	6f*	6g*	6h*	
Q	n = 7	7s	7p	7d*	7f*	7g*	7h*	7i*

*Esses subníveis são possíveis apenas teoricamente. Nenhum elemento químico conhecido atualmente apresenta número de elétrons suficiente para preencher todos esses subníveis.

Estudos específicos determinaram que os subníveis de um mesmo nível têm energias diferentes, de tal forma que para um mesmo nível n os seus subníveis sempre aumentam em energia, na seguinte ordem:

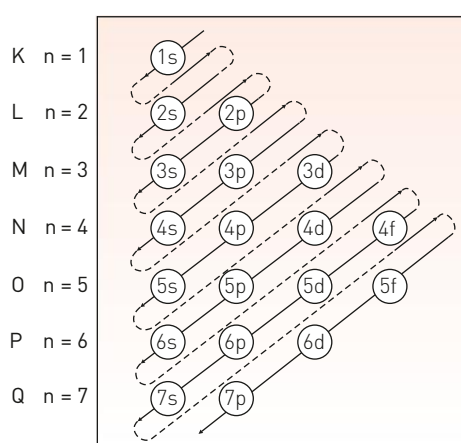
$$s < p < d < f$$

A ilustração a seguir mostra os subníveis conhecidos em ordem crescente de energia.



// Observe no diagrama que nem sempre o subnível mais energético é o mais externo. Por exemplo, o subnível 4s é mais externo, mas é menos energético do que o subnível 3d, o mesmo ocorrendo quando comparamos o subnível 7s (mais externo) com o 5f (mais energético).

A criação de uma representação gráfica para os subníveis facilitou a visualização da sua ordem crescente de energia. Essa representação é conhecida como **diagrama de Linus Pauling**.



Barco de imagens/Arquivo da editora

O preenchimento da eletrosfera pelos elétrons em subníveis obedece à ordem crescente de energia definida pelo diagrama de Pauling:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

Para distribuímos os elétrons na eletrosfera de um átomo, devemos conhecer, além do diagrama de Pauling, o número máximo de elétrons permitido nos níveis e subníveis.

O número máximo de elétrons teoricamente possível para cada nível de energia pode ser determinado pela fórmula do matemático e físico sueco Johannes Rydberg (1854-1919):

$$2n^2, \text{ em que } n \text{ é o número do nível.}$$

Como sabemos o número máximo de elétrons por nível e o número de subníveis em cada nível, podemos deduzir o número máximo de elétrons em cada subnível substituindo os valores de n por 1, 2, 3, e assim por diante. Veja:

Subníveis atualmente possíveis apenas teoricamente.

Camadas	Níveis	$2n^2$	Nº máximo de e^- nos níveis	Nº máximo de e^- nos subníveis						
				s	p	d	f	g	h	i
K	1	$2 \cdot 1^2$	2	2						
L	2	$2 \cdot 2^2$	8	2	6					
M	3	$2 \cdot 3^2$	18	2	6	10				
N	4	$2 \cdot 4^2$	32	2	6	10	14			
O	5	$2 \cdot 5^2$	50	2	6	10	14	18		
P	6	$2 \cdot 6^2$	72	2	6	10	14	18	22	
Q	7	$2 \cdot 7^2$	98	2	6	10	14	18	22	26

Para os subníveis atualmente conhecidos, temos:

Subníveis	s	p	d	f
Nº máximo de e^-	2	6	10	14

Agora já podemos distribuir os elétrons na eletrosfera.

SAIBA MAIS

Linus Pauling foi um cientista de múltiplos interesses. Vale a pena conhecer suas ideias. Na internet, visite a página do Centro de Divulgação Científica e Cultural (CDCC) da Universidade de São Paulo. Disponível em: <<http://cdcc.sc.usp.br/quimica/galeria/pauling.html>>. Acesso em: 5 abr. 2017.

// Linus Pauling (1901-1994) recebeu dois prêmios Nobel: de Química, em 1954, por seu trabalho sobre o conceito de estrutura molecular com mecânica quântica; e da Paz, em 1962, por suas objeções declaradas contra testes nucleares.

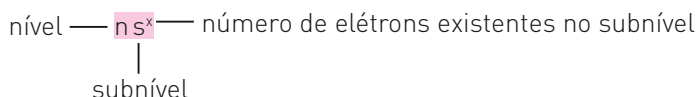


Emílio Segre Visual Archives/American Institute of Physics/SPL/LatinStock

Distribuição eletrônica em átomos neutros

Os elétrons ocupam a eletrosfera sempre da maneira mais estável, ou seja, na posição de menor energia possível; assim, eles sempre vão ocupar as regiões com menor energia disponível. A situação em que o elétron apresenta a sua menor energia denomina-se estado fundamental.

Ao fazermos a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Pauling, anotamos a quantidade de elétrons em cada subnível no seu lado direito superior. Genericamente, temos:



Veja, por exemplo, a distribuição eletrônica para o elemento químico hidrogênio (H: $Z = 1$):



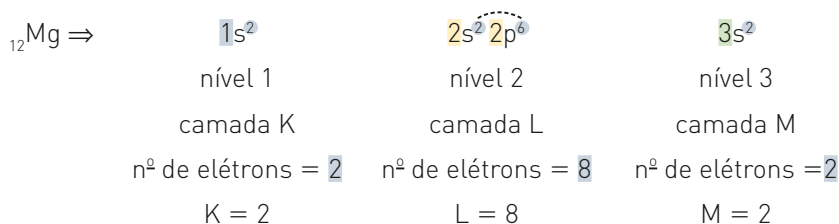
Essa representação indica que um átomo do elemento hidrogênio, no seu estado fundamental, ou seja, no seu estado de menor energia, apresenta 1 elétron situado no subnível s do primeiro nível (camada K).

A tabela a seguir mostra a distribuição eletrônica de alguns elementos em seu estado fundamental, obtida pelo preenchimento sucessivo de seus subníveis em ordem crescente de energia.

Elemento	Nº atômico	Distribuição eletrônica
He	$Z = 2$	$1s^2$
Li	$Z = 3$	$1s^2 \quad 2s^1$
Be	$Z = 4$	$1s^2 \quad 2s^2$
B	$Z = 5$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^1$
C	$Z = 6$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^2$
N	$Z = 7$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^3$
O	$Z = 8$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^4$
F	$Z = 9$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^5$
Ne	$Z = 10$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6$
Na	$Z = 11$	$1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^1$

Assim, genericamente, a distribuição eletrônica pelo diagrama de Pauling indica não só o número de elétrons por subnível, mas também o número de elétrons por nível ou camada.

Veja o exemplo:

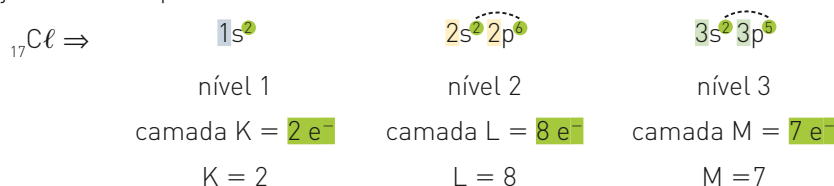


O átomo de magnésio (Mg) tem seus elétrons no estado fundamental distribuídos em três níveis de energia, ou seja, três camadas, e seu nível (ou camada) mais externo, denominado nível ou camada de valência, é o nível 3, ou camada M, que apresenta 2 elétrons.

Nível ou camada de valência: nível mais afastado do núcleo e que corresponde sempre ao maior valor de n encontrado na distribuição eletrônica de um átomo ou de um íon.

É muito importante determinar o número de elétrons presentes na camada de valência dos átomos, pois esse número indicará não só o comportamento do elemento em uma ligação, mas também a sua localização na tabela periódica.

Veja outro exemplo:



Logo, podemos notar que o átomo de cloro (Cl) no seu estado fundamental apresenta 7 elétrons na sua camada de valência.

Nas configurações eletrônicas do magnésio e do cloro, os elétrons estão distribuídos na ordem crescente de energia dos subníveis. Portanto, sempre o último subnível a ser preenchido pelos elétrons é considerado o mais energético.

Agora, considerando a configuração eletrônica do átomo do escândio (Sc: $Z = 21$), temos:



Perceba que o subnível **4s²** aparece antes do subnível **3d¹**, de acordo com a **ordem crescente de energia**. No entanto, pode-se escrever essa mesma configuração eletrônica ordenando os subníveis pelo número do nível. Assim, obteremos a chamada **ordem geométrica** ou **ordem de distância**:



Note que, na ordem geométrica, o último subnível – mais externo do núcleo – é o 4s², e esse subnível mais distante indica a camada de valência do átomo.

Portanto:

O subnível mais energético nem sempre é o mais afastado do núcleo.

No caso do escândio, o subnível mais energético é o **3d¹**, apresentando 1 elétron; enquanto o mais externo é o **4s²**, com 2 elétrons.

A distribuição eletrônica do ${}_{21}\text{Sc}$ por camadas pode ser obtida tanto pela ordem energética como pela ordem geométrica e é expressa por:



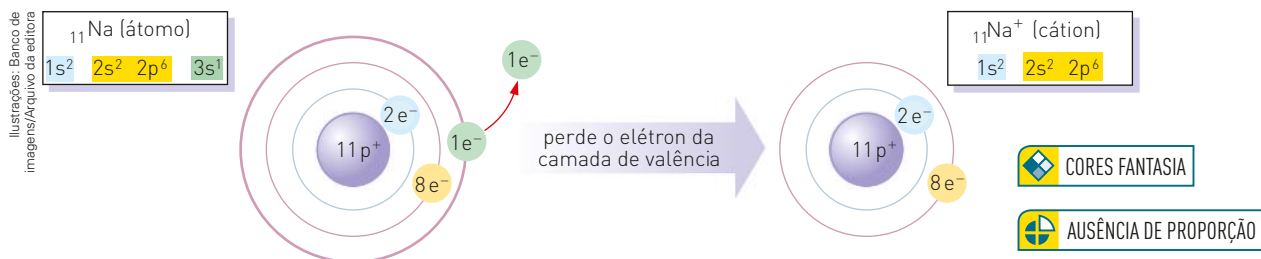
Distribuição eletrônica em íons

Íons são formados por átomos que ganharam ou perderam elétrons, e esse ganho ou perda sempre ocorre na camada de valência (camada mais externa).

Cátions ou íons positivos

Como os cátions são formados pela perda de elétrons, inicialmente devemos fazer a distribuição eletrônica do átomo e, depois, retirar os elétrons necessários para formar o cátion, sendo que os primeiros elétrons a serem removidos são os da sua camada de valência.

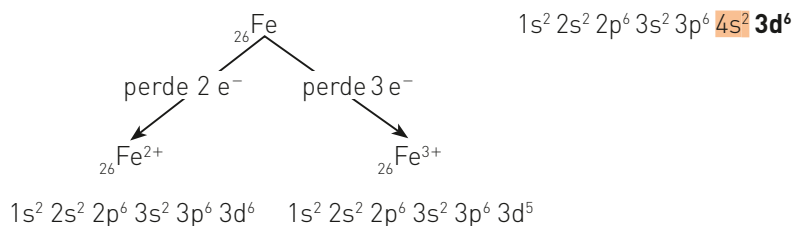
Veja alguns exemplos:



Note que o tamanho do cátion é sempre menor que o do átomo que lhe deu origem. Esse fato pode ser justificado pela diminuição do número de elétrons, o que provoca a diminuição das repulsões entre eles. A redução de tamanho é ainda mais acentuada quando o átomo perde todos os elétrons da camada de valência.

O átomo de ferro costuma originar dois cátions: Fe^{2+} e Fe^{3+} .

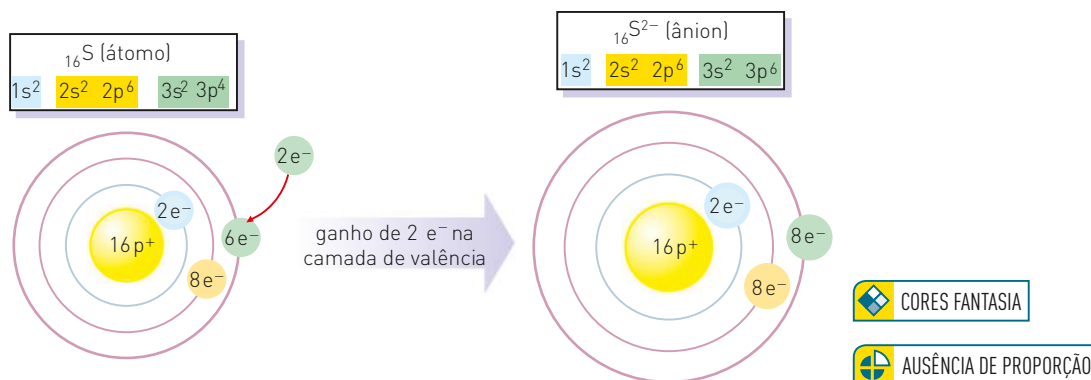
Suas configurações eletrônicas são assim obtidas:



Ânions ou íons negativos

Os ânions são formados quando os átomos ganham elétrons, que irão se “acomodar” na camada de valência. Inicialmente, devemos fazer a distribuição eletrônica do átomo e, depois, acrescentar os elétrons necessários para originar o ânion.

Veja, como exemplo, o ânion do enxofre ($_{16}\text{S}^{2-}$), formado a partir do átomo de enxofre ($_{16}\text{S}$) pelo “ganho” de 2 elétrons, o que é indicado pelo sinal **2-**.



Quando um átomo origina um ânion, o aumento do número de elétrons na camada de valência aumenta, também, as repulsões entre os elétrons. Assim, o tamanho de um ânion é sempre maior que o do átomo que lhe deu origem.

Auroras

As auroras polares são fenômenos luminosos que ocorrem com maior frequência nas noites de regiões polares e podem ser muito bem observadas no Canadá e ao sul da Nova Zelândia. Esse fenômeno, quando ocorre no norte da Terra, é chamado de aurora boreal; enquanto sua ocorrência no sul é conhecida como aurora austral.

O planeta Terra possui um campo magnético constituído por dois polos magnéticos que não estão alinhados com os polos geográficos. Esse campo magnético consegue orientar os ventos solares, ou seja, partículas carregadas provenientes do Sol.

Quando os elétrons presentes nos ventos solares se chocam com moléculas dos gases da atmosfera terrestre, ocorrem ionizações e excitações eletrônicas. Elétrons excitados, ao retornarem aos seus níveis originais de energia, liberam energia na forma de ondas eletromagnéticas como a luz. São justamente essas emissões luminosas que dão origem às auroras boreal (imagem A) e austral (imagem B).



// As colisões de partículas presentes nos ventos solares com as moléculas de ar da atmosfera geram radiação luminosa de várias cores.

A ilustração a seguir mostra de maneira simplificada como os átomos emitem luz. No diagrama de energia que acompanha a ilustração, as transições eletrônicas acompanhadas por emissão estão indicadas por setas.



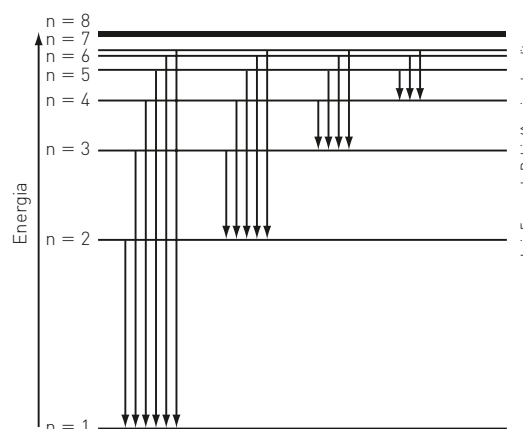
Fonte: How Stuff Works. Disponível em: <<http://ciencia.hsw.uol.com.br>> Acesso em: 3 abr. 2014.



CORES FANTASIA



AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Refleta

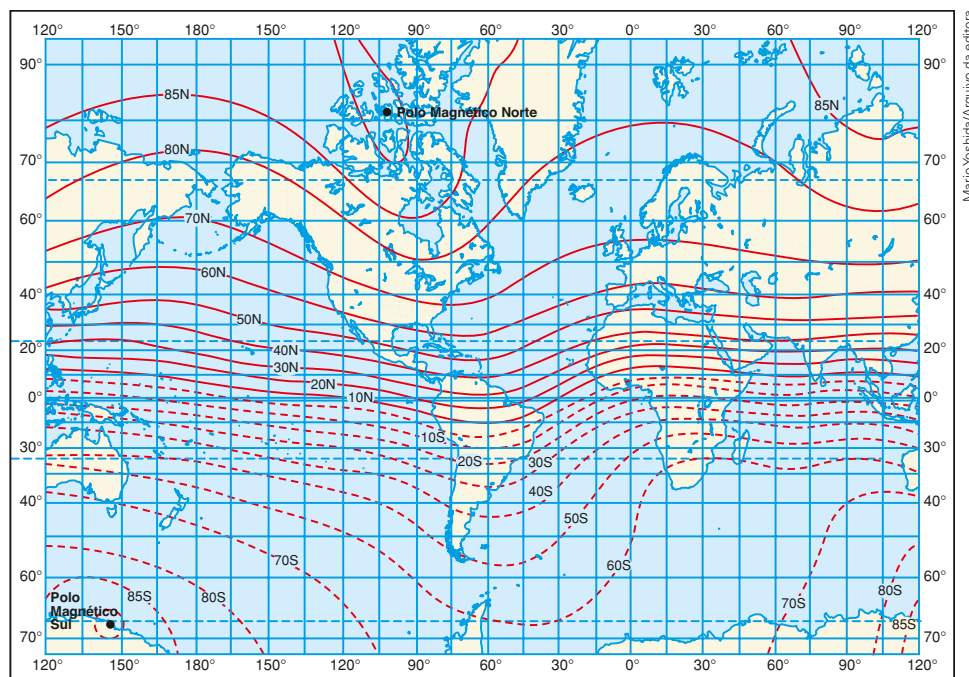
Com base nas informações, responda às questões 1 a 4.

1. Qual é o nome do modelo atômico que explica como os átomos podem emitir luz?
2. Quais níveis de energia são respectivamente o menos e o mais energético?
3. Entre quais níveis de energia ocorre a transição eletrônica acompanhada de maior liberação de energia?
4. Entre quais níveis de energia ocorre a transição eletrônica acompanhada de menor liberação de energia?

O campo magnético da Terra

O campo magnético da Terra tem a forma de um véu que se afunila nos dois polos magnéticos. Na verdade, trata-se de inúmeros véus que se sobrepõem continuamente, como as camadas de uma cebola.

O mapa a seguir mostra o campo de inclinação magnética da Terra e indica a localização dos polos magnéticos.



Fonte: <http://w3.ualg.pt/~jluis/cap_6.pdf>. Acesso em: 16 jan. 2018.

Qualquer ponto da Terra pode ser localizado por meio das coordenadas de latitude e longitude.

Latitude

A latitude é a distância entre um ponto em um paralelo e a linha do equador. Essa distância é medida em graus, podendo variar de 0° a 90° para norte ou para sul. O Rio de Janeiro, por exemplo, está à latitude aproximada de 22° Sul.

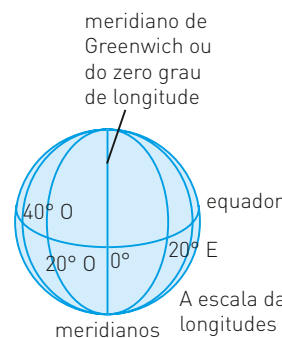
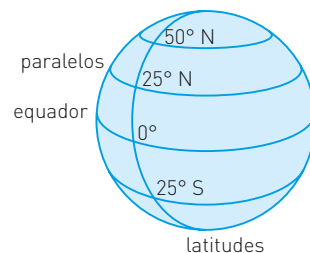
Longitude

A longitude é a distância entre um determinado ponto na superfície terrestre e o meridiano de Greenwich. Essa distância é medida em graus, podendo variar de 0° a 180° para leste ou para oeste. O Rio de Janeiro, por exemplo, está à longitude aproximada de 34° Oeste.

Reflita

Utilizando as informações do texto, responda às questões **1 a 3**.

1. Que tipo de aurora, boreal ou austral, poderia ser observada do Brasil? Justifique sua resposta.
2. De qual estado do Brasil haveria maior probabilidade de uma aurora ser observada?
3. Indique as latitudes e as longitudes, aproximadas, dos polos magnéticos sul e norte.



A escala das longitudes é traçada sobre a linha do equador.

Ilustrações: Mario Yoshida/Arquivo da editora

O desperdício de energia elétrica é um tema muito importante e que teve muita atenção da mídia nos últimos tempos devido ao aumento médio das tarifas elétricas pelo país. O consumo de energia é indispensável para a manutenção das atividades comerciais, industriais e residenciais, de modo que o consumo de energia deve ser direcionado e planejado. Com essa finalidade foram criados no país alguns programas que visam a eficiência energética, como o Procel (Programa Nacional de Conservação de Energia Elétrica), o Conpet (Programa Nacional de Racionalização de Uso de Derivados do Petróleo e do Gás Natural) e o PBE (Programa Brasileiro de Etiquetagem). Em relação ao uso residencial, considerando o panorama apresentado, as lâmpadas LED têm tido destaque, em virtude das vantagens em relação à economia de energia nas residências. Vamos entender as principais diferenças entre as lâmpadas utilizadas nas residências.

Lâmpadas incandescentes

A comercialização de lâmpadas incandescentes foi interrompida no Brasil em julho de 2015 devido à sua baixa eficiência energética. Estimou-se que em até um ano elas fossem retiradas do mercado e substituídas por lâmpadas mais econômicas, a fim de evitar o desperdício de energia.

Em relação ao funcionamento essas lâmpadas utilizam um filamento de tungstênio no interior de um bulbo de vidro que está preenchido com um gás inerte, como o argônio. Com a passagem de corrente elétrica o filamento adquire intensa luminosidade e atinge temperaturas de cerca de 3000 °C.



Alexandre Tokitaka/Pulsar Imagens

Vantagens

- Apresentam iluminação amarela mais próxima da luz natural.
- Menor preço.

Desvantagens

- Baixa eficiência energética.
- Geram muito mais calor do que luz.
- A luz não pode ser direcionada, pois o filamento irradia em todas as direções.

Lâmpadas fluorescentes

A lâmpada fluorescente apresenta maior eficiência por emitir mais energia na forma de luz do que calor. Essas lâmpadas são constituídas por um tubo de vidro transparente que é preenchido por uma mistura de gases, dois iniciadores, que são eletrodos que estão nas pontas dos tubos, responsáveis pela descarga elétrica que deve atravessar o sistema e por um material que reveste internamente o tubo de vidro. Esse material geralmente é silicato de zinco. O funcionamento da lâmpada consiste no fato de a mistura gasosa presente no tubo (argônio e vapor de mercúrio) emitir radiação ultravioleta ao ser atravessada por uma descarga elétrica gerada pelos eletrodos. O material que reveste o interior do tubo absorve a radiação UV e transmite para o ambiente a radiação na forma de luz branca visível.



Copied/Shutterstock

Vantagens

- São mais baratas do que a iluminação regular e proporcionam o mesmo brilho.
- Em média, têm uma vida útil seis vezes maior do que a de uma lâmpada incandescente comum.
- Não emitem calor, o que as tornam ideais para iluminação e para as áreas onde o calor adicional pode provocar o mau funcionamento de equipamentos ou incomodar os usuários.

Desvantagens

- O custo inicial do sistema de iluminação fluorescente pode ser até três vezes maior do que o de outros tipos de lâmpadas.
- Podem apresentar oscilações visíveis na luminosidade, o que pode ser um incômodo para algumas pessoas.
- Apresentam vapor de mercúrio na sua composição, o que prejudica a natureza em caso de contaminação do solo ou da água, se descartadas de maneira errada.

LED

As lâmpadas LED consistem em um diodo semicondutor que, quando energizado, emite luz visível. A sigla vem do inglês *light emitting diode*. O LED foi criado em 1962, inicialmente na cor vermelha, e hoje o encontramos em TVs, computadores, relógios digitais, rádios, semáforos, lâmpadas, luminárias e demais componentes eletrônicos que geram luz com baixo consumo.

Diferentemente das lâmpadas comuns, as lâmpadas LED não apresentam filamento, desse modo apresentam uma durabilidade muito maior além de não emitir calor como as lâmpadas de filamento. Essas lâmpadas não utilizam reator e necessitam de uma menor potência de funcionamento para gerar luminosidade igual ou maior que de uma lâmpada incandescente.



Camilo Torres/Shutterstock

Vantagens

- Qualidade de luz visivelmente confortável.
- Baixa geração de calor.
- Não emitem raios ultravioleta e infravermelho.
- Possibilidade de troca de lâmpada incandescente por LED, pois as bases das lâmpadas são do mesmo tamanho.
- Economia de até 80% em comparação com as lâmpadas incandescentes.
- Maior durabilidade em comparação com outras lâmpadas.
- Fácil descarte e reciclagem por não conter chumbo ou mercúrio.

Desvantagens

- Apesar de já contarmos no Brasil com várias empresas que fabricam luminárias com LED, ainda dependemos da importação de seu componente.
- O uso do LED requer cuidados de mão de obra especializada para que suas vantagens sejam garantidas.
- Ainda pouco utilizada. O preço de uma luminária de LED pode desmotivar a sua compra, porém o investimento se paga em médio prazo.
- Adaptação de luminárias já existentes. Nem sempre a substituição imediata de uma lâmpada convencional por uma solução de LED é direta.

Fontes: <www.mundodaeletrica.com.br/como-funcionam-as-lampadas-led/>; <<http://cemirim.com.br/comparando-lampadas/>>; <www1.folha.uol.com.br/mercado/2015/02/1586778-desperdicio-consome-10-da-energia-eletrica-no-pais-diz-associao.shtml>.
Acessos em: 10 ago. 2017.

Reflita

1. Em qual das lâmpadas mencionadas os elétrons que são excitados são encontrados em materiais no estado sólido?
2. Em qual das lâmpadas além da energia luminosa a energia térmica é mais evidenciada?
3. Na troca de uma das lâmpadas mencionadas, qual delas pode provocar queimaduras?
4. O descarte de todo tipo de lâmpada deve ser feito de maneira cuidadosa, pois pode provocar acidentes. Qual delas, se descartada de maneira inconveniente, pode contaminar as águas e o solo?

Exercícios resolvidos

1. Faça a distribuição eletrônica do átomo de manganês ($Z = 25$) e forneça:
- a ordem energética;
 - a ordem geométrica;
 - o número total de elétrons por nível ou camada;
 - o número de elétrons no subnível mais energético;
 - o número de elétrons no subnível mais externo.

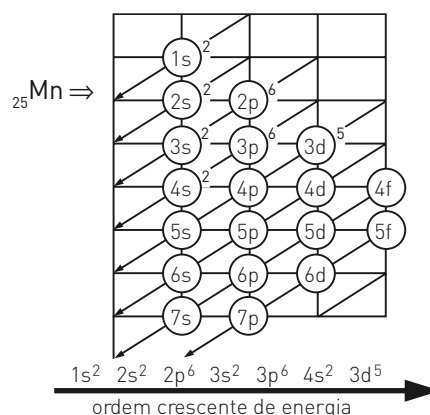
Solução

- Utilizando o diagrama de Pauling (ao lado):
- Para obtermos a ordem geométrica, devemos agrupar os subníveis em níveis de energia:



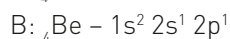
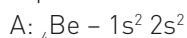
- O número total de elétrons por nível ou camada é obtido a partir da soma dos elétrons dos subníveis que constituem cada nível. Assim:

camadas							
níveis							
	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^5$	$4s^2$			
$n = 1 \Rightarrow$	$2 e^-$	$n = 2 \Rightarrow$	$8 e^-$	$n = 3 \Rightarrow$	$13 e^-$	$n = 4 \Rightarrow$	$2 e^-$
K = 2		L = 8		M = 13		N = 2	



- O subnível mais energético é sempre o último a receber elétrons no diagrama de Pauling; logo, no átomo de manganês esse subnível é o 3d, apresentando $5 e^-$.
- O subnível mais externo de um átomo é sempre aquele que se encontra mais afastado do núcleo, ou seja, aquele que se localiza na camada de valência. No manganês, temos 4 níveis de energia; logo, o subnível mais externo está localizado no nível 4 ou na quarta camada. Assim, os elétrons mais externos estão situados no subnível 4s, contendo $2 e^-$.

2. As duas configurações eletrônicas a seguir representam um átomo de berílio ($Z = 4$):



A respeito dessas configurações, indique as afirmações corretas.

- A representa a distribuição eletrônica no estado fundamental.
- B representa a distribuição eletrônica correspondente a um estado excitado.
- A passagem de A para B envolve uma absorção de energia.
- A passagem de B para A ocorre com a liberação de energia na forma de ondas eletromagnéticas.

Solução

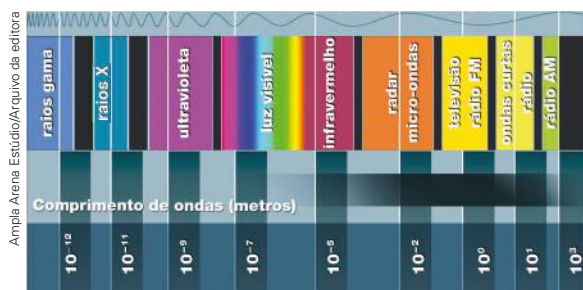
Um mesmo átomo pode apresentar várias configurações eletrônicas, sendo a mais estável (estado fundamental) aquela em que os elétrons ocupam os subníveis de menor energia.

Esse é o caso da configuração A ($1s^2 2s^2$), que, para ser alterada para qualquer outra configuração, deve absorver energia, originando um estado excitado. A configuração B foi obtida quando um elétron do subnível 2s absorveu energia, saltando para o subnível 2p.

Logo, a volta libera energia. Todas as alternativas estão corretas.

Fundamentando seus conhecimentos

A ilustração abaixo representa o espectro eletromagnético.



Com base no espectro e nos dados a seguir, responda às questões **1** a **4**.

E = energia

f = frequência

λ = comprimento de onda

c = velocidade da onda eletromagnética
(luz) = $3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

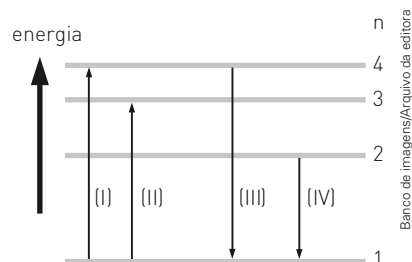
h = constante de Planck

$$\left. \begin{array}{l} E = h \cdot f \\ f = \frac{c}{\lambda} \end{array} \right\} \begin{array}{l} E = h \cdot f \\ f = \frac{c}{\lambda} \end{array}$$

- Indique as cores que compõem o espectro visível em ordem crescente de comprimento de onda.
- Indique o tipo de radiação do espectro com maior e menor energia.
- A radiação ultravioleta, que é responsável pelo bronzeamento da pele e pode até provocar queimaduras, apresenta maior ou menor frequência que os raios X? As radiações mencionadas são visíveis ao ser humano? Justifique.
- Sobre o modelo atômico de Bohr, podemos tecer as seguintes considerações:
 - Quando o núcleo recebe energia, salta para um nível mais externo. **F**
 - Quando o elétron recebe energia, salta para um nível mais energético.
 - Quando um elétron passa de um estado menos energético para outro mais energético, devolve energia na forma de ondas eletromagnéticas. **F**
 - Se um elétron passa do estado *A* para o estado *B*, recebendo *x* unidades de energia, quando voltar de *B* para *A* devolverá *x* unidades de energia na forma de ondas eletromagnéticas.

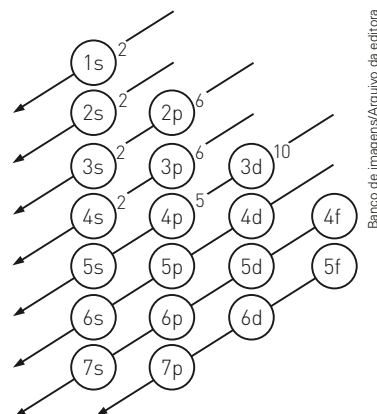
Quais dessas afirmações são falsas?

- O diagrama abaixo representa os níveis de energia para o átomo de hidrogênio.



A respeito do diagrama, faça o que se pede:

- Indique as transições que ocorrem com absorção de energia.
 - Indique as transições que ocorrem com liberação de energia.
- Observe o diagrama, no qual foi feita a distribuição eletrônica de um átomo, e responda aos itens a seguir.



- Escreva a distribuição eletrônica em ordem crescente de energia dos subníveis.
 - Escreva a distribuição eletrônica ordenando os subníveis em ordem geométrica.
 - Quantos prótons apresenta o átomo?
 - Indique o número de elétrons por nível.
- Faça a distribuição eletrônica em subníveis para os íons.
 - ${}_{13}\text{Al}^{3+}$
 - ${}_{25}\text{Mn}^{2+}$
 - ${}_{7}\text{N}^{3-}$
 - ${}_{16}\text{S}^{2-}$

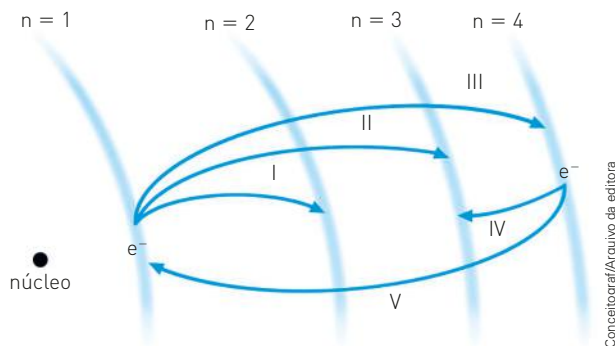
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Faça a associação correta entre as características dos modelos atômicos com os cientistas que os propuseram. I, d; II, b; III, a; IV, c.

I. Primeiro modelo a considerar o átomo divisível.
 II. Átomo com núcleo pequeno, maciço e positivo.
 III. Átomo indivisível.
 IV. Elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas estacionárias.

- a) Dalton. c) Böhr.
 b) Rutherford. d) Thomson.

2. Considere a ilustração:

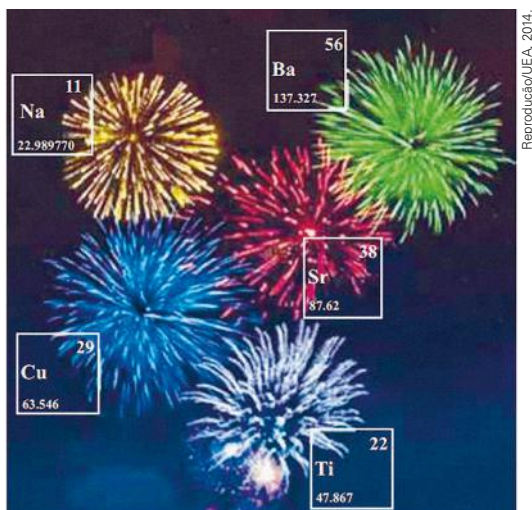


Indique a transição que ocorre com maior liberação de energia. **V**

Texto para as questões 3 e 4:

Um aluno recebeu, na sua página de rede social, uma foto mostrando fogos de artifícios.

No dia seguinte, na sequência das aulas de modelos atômicos e estrutura atômica, o aluno comentou com o professor a respeito da imagem recebida, relacionando-a com o assunto que estava sendo trabalhado, conforme mostra a foto.



Legenda das cores emitidas

Na	Ba	Cu	Sr	Ti
amarelo	verde	azul	vermelho	branco metálico

3. (UEA-AM) O aluno comentou corretamente que o modelo atômico mais adequado para explicar a emissão de cores de alguns elementos indicados na figura é o de

- X a) Böhr.**
 b) Dalton.
 c) Proust.
 d) Rutherford.
 e) Thomson.

4. (UEA-AM) O isótopo com número de massa 137 do elemento químico relacionado com a cor verde, indicada na figura, apresenta número de nêutrons igual a:

- a) 137.
 b) 56.
 c) 193.
X d) 81.
 e) 48.

5. (UFRGS-RS) *Glow sticks* são tubos plásticos luminosos, utilizados como pulseiras em festas e que exemplificam o fenômeno da quimioluminescência. Eles contêm uma mistura que inclui difenil-oxalato e um corante. Dentro do tubo, encontra-se um tubo de vidro menor que contém peróxido de hidrogênio. Quando o tubo exterior é dobrado, o tubo interior quebra-se e libera o peróxido de hidrogênio. Este reage com o difenil-oxalato, formando fenol e um peróxido cíclico, o qual reage com o corante e forma dióxido de carbono. No decorrer do processo, elétrons das moléculas do corante são promovidos a estados eletrônicos excitados. A produção de luz nessa reação quimioluminescente ocorre devido

- a) à emissão do CO_2 .
 b) à oxidação do peróxido de hidrogênio.
 c) à adição desses elétrons excitados aos átomos de oxigênio do peróxido.
X d) ao retorno dos elétrons excitados para um nível inferior de energia onde a estabilidade é maior.
 e) à liberação das moléculas do corante para o interior do tubo.

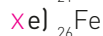
6. Faça a distribuição eletrônica em subníveis.



7. Muitos elementos são responsáveis pelas colorações de soluções aquosas



Sabendo-se que esses elementos apresentam seu elétron mais energético situado no subnível d, qual dos elementos abaixo apresenta o maior número de elétrons no subnível d?

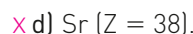
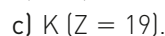
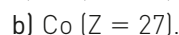


8. A fosforita ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) é o principal componente dos ossos dos animais. Como podemos observar pela fórmula da fosforita, o elemento cálcio faz parte desse sal. Considerando o átomo de ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, podemos afirmar que o número de elétrons existentes no nível (camada) de valência do cálcio é igual a:



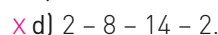
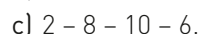
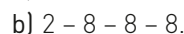
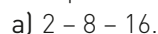
9. (Uerj) Uma manifestação comum nas torcidas de futebol é a queima de fogos de artifício coloridos, de acordo com as cores dos times. Fogos com a cor vermelha, por exemplo, contêm um elemento que possui, como mais energético, um subnível s totalmente preenchido.

Assim, a torcida do América, para saudar o seu time com um vermelho brilhante, deverá usar fogos contendo o elemento cujo símbolo é:

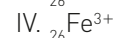
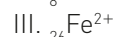


10. Determine o número atômico de um átomo, sabendo que o subnível de maior energia da sua distribuição eletrônica no estado fundamental é $4p^5$. **$Z = 35$**

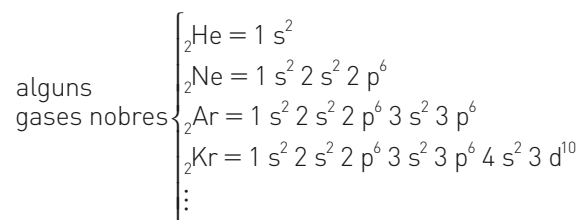
11. A pedra-ímã natural é a magnetita (Fe_3O_4). O metal ferro pode ser representado por ${}^{56}_{26}\text{Fe}$, e seu átomo apresenta a seguinte distribuição eletrônica por níveis:



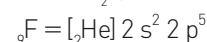
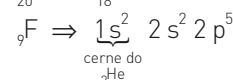
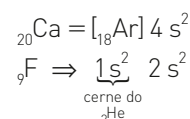
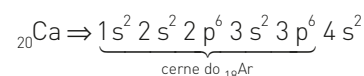
12. Escreva a distribuição eletrônica em subníveis para os íons abaixo.



13. Para simplificar a representação da distribuição eletrônica em subníveis pode ser utilizado o cerne do gás nobre que antecede o elemento na tabela periódica.



Veja alguns exemplos:



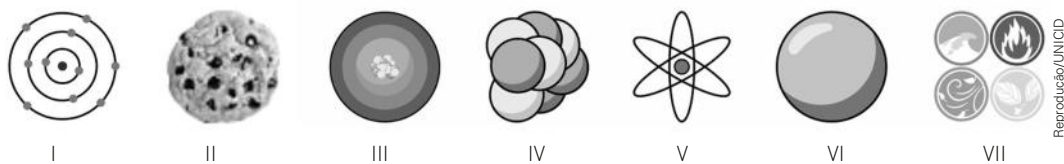
Com base nas informações e nos exemplos, escreva a distribuição eletrônica usando o cerne do gás nobre correspondente para os átomos de: ${}^{7}_{7}\text{N}$, ${}^{11}_{11}\text{Na}$, ${}^{25}_{25}\text{Mn}$ e ${}^{38}_{38}\text{Sr}$.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unicid-SP) Ao tratar da evolução das ideias sobre a natureza dos átomos, um professor apresentou as seguintes informações e figuras:

Desenvolvimento histórico das principais ideias sobre a estrutura atômica		
400 a.C.	Demócrito	A matéria é indivisível e feita de átomos.
350 a.C.	Aristóteles	A matéria é constituída por 4 elementos: água, ar, terra e fogo.
1800	Dalton	Todo e qualquer tipo de matéria é formada por partículas indivisíveis, chamadas átomos.
1900	Thomson	Os átomos dos elementos consistem em um número de corpúsculos eletricamente negativos englobados em uma esfera uniformemente positiva.
1910	Rutherford	O átomo é composto por um núcleo de carga elétrica positiva, equilibrado por elétrons (partículas negativas), que giram ao redor do núcleo, numa região denominada eletrosfera.
1913	Böhr	A eletrosfera é dividida em órbitas circulares definidas; os elétrons só podem orbitar o núcleo em certas distâncias denominadas níveis.
1930	Schrödinger	O elétron é uma partícula-onda que se movimenta ao redor do núcleo em uma nuvem.
1932	Chadwick	O núcleo atômico é também integrado por partículas sem carga elétrica, chamadas nêutrons.

Modelos atômicos



[www.projectsharetexas.org. Adaptado.]

- a) Complete o quadro abaixo indicando o número do modelo que mais se aproxima das ideias de Dalton, Thomson, Rutherford e Böhr.

Dalton	Thomson	Rutherford	Böhr
VI	II	V	I

- b) Considere a situação: uma solução aquosa de cloreto de bário e outra de cloreto de estrôncio são borrifadas em direção a uma chama, uma por vez, produzindo uma chama de coloração verde e outra de coloração vermelha, respectivamente. Como e a partir de que momento histórico as ideias sobre estrutura atômica explicam o resultado da situação descrita?

2. (UPE)

Um laboratório brasileiro desenvolveu uma técnica destinada à identificação da origem de “balas perdidas”, comuns nos confrontos entre policiais e bandidos. Trata-se de uma munição especial, fabricada com a adição de corantes fluorescentes, visíveis apenas sob luz ultravioleta.

Ao se disparar a arma carregada com essa munição, são liberados os pigmentos no atirador, no alvo e em tudo o que atravessar, permitindo rastrear a trajetória do tiro.

MOUTINHO, Sofia. À caça de evidências. *Ciência Hoje*, maio, 24-31, 2011. Adaptado.

Qual dos modelos atômicos a seguir oferece melhores fundamentos para a escolha de um equipamento a ser utilizado na busca por evidências dos vestígios desse tipo de bala?

- a) Modelo de Dalton.
 - b) Modelo de Thomson.
 - ☒ c) Modelo de Rutherford-Böhr.
 - d) Modelo de Dalton-Thomson.
 - e) Modelo de Rutherford-Thomson.
3. (UFSC) Quando uma pequena quantidade de cloreto de sódio é colocada na ponta de um fio de platina e levada à chama de um bico de bunsen, a observação macroscópica que se faz é que a chama inicialmente azul adquire uma coloração laranja. Outros elementos metálicos ou seus sais produzem uma coloração característica ao serem submetidos à chama, como exemplo: potássio (violeta), cálcio (vermelho-tijolo), estrôncio (vermelho-carmim) e bário (verde). O procedimento descrito é conhecido como teste de chama, que é uma técnica utilizada para a identificação de certos átomos ou cátions presentes em substâncias ou misturas. Sobre o assunto acima e com base na teoria atômica, é correto afirmar que: **Soma = 08 + 16 = 24**
- 01) as cores observadas para diferentes átomos no teste de chama podem ser explicadas pelos modelos atômicos de Thomson e de Rutherford.
 - 02) as cores observadas na queima de fogos de artifícios e da luz emitida pelas lâmpadas de vapor de sódio ou de mercúrio não são decorrentes de processos eletrônicos idênticos aos observados no teste de chama.
 - 04) a cor da luz emitida depende da diferença de energia entre os níveis envolvidos na transição das partículas nucleares e, como essa diferença varia de elemento para elemento, a luz apresentará uma cor característica para cada elemento.

08) no teste de chama as cores observadas são decorrentes da excitação de elétrons para níveis de energia mais externos provocada pela chama e, quando estes elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberam energia luminosa, no caso, na região da luz visível.

16) as cores observadas podem ser explicadas considerando-se o modelo atômico proposto por Böhr. **Soma = 08 + 16 = 24**

4. (ITA-SP) Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas. Assinale a opção que apresenta, na ordem cronológica **correta**, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.

- ☒ a) Dalton, Thomson, Rutherford e Böhr.
- b) Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- c) Avogadro, Thomson, Böhr e Rutherford.
- d) Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- e) Rutherford, Dalton, Böhr e Avogadro.

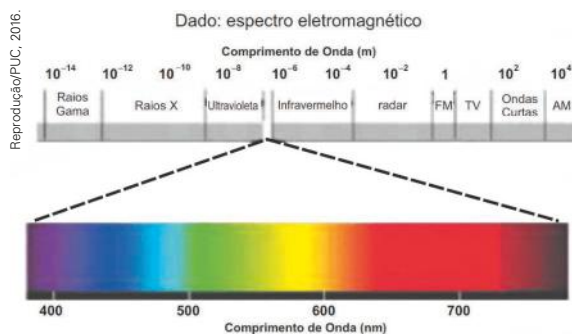
5. (Uern) “O processo de emissão de luz dos vaga-lumes é denominado bioluminescência, que nada mais é do que uma emissão de luz visível por organismos vivos. Assim como na luminescência, a bioluminescência é resultado de um processo de excitação eletrônica, cuja fonte de excitação provém de uma reação química que ocorre no organismo vivo”. A partir da informação do texto, pode-se concluir que o modelo atômico que representa a luz visível dos vaga-lumes é o:

- a) Rutherford.
- b) Böhr.
- c) Thomson.
- d) Heisenberg.

6. (Vunesp-SP) Em 1913, Niels Böhr (1885-1962) propôs um modelo que fornecia uma explicação para a origem dos espectros atômicos. Nesse modelo, Böhr introduziu uma série de postulados, dentre os quais, a energia do elétron só pode assumir certos valores discretos, ocupando níveis de energia permitidos ao redor do núcleo atômico. Considerando o modelo de Böhr, os diferentes espectros atômicos podem ser explicados em função

- a) do recebimento de elétrons por diferentes elementos.
- b) da perda de elétrons por diferentes elementos.
- ☒ c) das diferentes transições eletrônicas, que variam de elemento para elemento.
- d) da promoção de diferentes elétrons para níveis mais energéticos.
- e) da instabilidade nuclear de diferentes elementos.

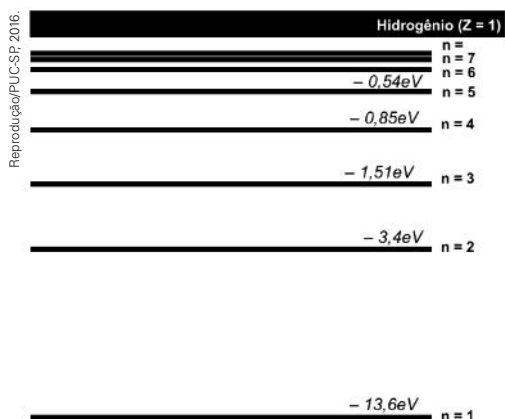
7. (PUC-SP)



O espectro de emissão do hidrogênio apresenta uma série de linhas na região do ultravioleta, do visível e no infravermelho próximo, como ilustra a figura a seguir.



Niels Bôhr, físico dinamarquês, sugeriu que o espectro de emissão do hidrogênio está relacionado às transições do elétron em determinadas camadas. Bôhr calculou a energia das camadas da eletrosfera do átomo de hidrogênio, representadas no diagrama de energia a seguir. Além disso, associou as transições eletrônicas entre a camada dois e as camadas de maior energia às quatro linhas observadas na região do visível do espectro do hidrogênio.



Um aluno encontrou um resumo sobre o modelo atômico elaborado por Bôhr e o espectro de emissão atômico do hidrogênio contendo algumas afirmações.

- I. A emissão de um fóton de luz decorre da transição de um elétron de uma camada de maior energia para uma camada de menor energia.
- II. As transições das camadas 2, 3, 4, 5 e 6 para a camada 1 correspondem às transições de maior energia e se encontram na região do infravermelho do espectro.

III. Se a transição $3 \rightarrow 2$ corresponde a uma emissão de cor vermelha, a transição $4 \rightarrow 2$ está associada a uma emissão violeta e a $5 \rightarrow 2$ está associada a uma emissão verde.

Pode-se afirmar que está(ão) correta(s):

- ☒ a) I, somente.
 - ☐ b) I e II, somente.
 - ☐ c) I e III, somente.
 - ☐ d) II e III, somente.
8. (UEL-PR) Um átomo neutro de certo elemento, no estado fundamental, tem eletrosfera constituída por 11 elétrons, distribuídos, na ordem crescente de energia de dentro para fora, na configuração 2, 2, 6, 1. Satisfaz essa configuração átomos de:
- a) neônio ($Z = 10$).
 - ☒ d) sódio ($Z = 11$).
 - b) flúor ($Z = 9$).
 - e) magnésio ($Z = 12$).
 - c) cloro ($Z = 17$).
9. (Uesc-BA) Um átomo isótopo $^{56}_{26}\text{Fe}$, no estado fundamental, possui:
- a) 30 prótons no seu núcleo.
 - b) 5 níveis eletrônicos ocupados.
 - c) 30 elétrons girando em sua eletrosfera.
 - ☒ d) 26 partículas de carga positiva no seu núcleo.
 - e) 8 elétrons no seu nível eletrônico mais energético.
10. O bromo, único halogênio que nas condições ambientes se encontra no estado líquido, formado por átomos representados por $^{80}_{35}\text{Br}$, apresenta:
- a) 25 elétrons na camada de valência.
 - b) 2 elétrons na camada de valência.
 - ☒ c) 7 elétrons na camada de valência.
 - d) 35 partículas nucleares.
 - e) 45 partículas nucleares.
11. (Unirio-RJ)

O coração artificial colocado em Elói começou a ser desenvolvido há quatro anos nos Estados Unidos e já é usado por cerca de 500 pessoas. O conjunto, chamado de "Heartmate", é formado por três peças principais. A mais importante é uma bolsa redonda com 1,2 quilo, 12 centímetros de diâmetro e 3 centímetros de espessura, feita de titânio — um metal branco-prateado, leve e resistente.

Fonte: Revista *Veja*, julho de 1999.

Entre os metais a seguir, aquele que apresenta, na última camada, número de elétrons igual ao do titânio é o:

Dados: Números atômicos: Ti = 22; C = 6; Na = 11; Ga = 31; Mg = 12; Xe = 54.

- a) C.
- ☒ d) Mg.
- b) Na.
- e) Xe.
- c) Ga.

12. Os átomos dos elementos X e Y apresentam, respectivamente, apenas 1 elétron nos subníveis 3d e 4d; logo, podemos afirmar que seus números atômicos são:

- a) 19 e 39. d) 21 e 42.
 x b) 21 e 39. e) 11 e 26.
 c) 19 e 42.

13. (UFPR) O modelo atômico de Bôhr, apesar de ter sido considerado obsoleto em poucos anos, trouxe como principal contribuição o reconhecimento de que os elétrons ocupam diferentes níveis de energia nos átomos. O reconhecimento da existência de diferentes níveis na eletrosfera permitiu explicar, entre outros fenômenos, a periodicidade química. Modernamente, reconhece-se que cada nível, por sua vez, pode ser subdividido em diferentes subníveis.

Levando em consideração o exposto, indique a alternativa correta.

- a) Os três níveis de mais baixa energia podem acomodar, no máximo, respectivamente, 2, 8 e 8 elétrons.
 b) O terceiro nível de energia é composto de quatro subníveis, denominados *s*, *p*, *d* e *f*.
 c) O que caracteriza os elementos de números atômicos 11 a 14 é o preenchimento sucessivo de elétrons no mesmo nível e no mesmo subnível.
 d) Os elementos de números atômicos 10, 18, 36 e 54 têm o elétron mais energético no mesmo nível, mas em diferentes subníveis.
 x e) O que caracteriza os elementos de números atômicos 25 a 28 é o preenchimento sucessivo de elétrons no mesmo nível e no mesmo subnível.

14. (UFMG) Na crosta terrestre, o segundo elemento mais abundante, em massa, tem no estado fundamental a seguinte configuração eletrônica:

- nível 1: completo;
- nível 2: completo;
- nível 3: 4 elétrons.

A alternativa que indica corretamente esse elemento é:

- a) Al ($Z = 13$). d) O ($Z = 8$).
 b) Fe ($Z = 26$). x e) Si ($Z = 14$).
 c) N ($Z = 7$).

15. (Unisa-SP) O número máximo de elétrons de um átomo que apresenta elétrons distribuídos em cinco níveis de energia é:

- a) 106. d) 58.
 x b) 54. e) 94.
 c) 92.

16. (Vunesp-SP) O ano de 2015 foi eleito como o Ano Internacional da Luz, devido à importância da luz para o Universo e para a humanidade. A iluminação artificial, que garantiu a iluminação noturna, impactou diretamente a qualidade de vida do homem e o desenvolvimento da civilização. A geração de luz em uma lâmpada incandescente se deve ao aquecimento de seu filamento de tungstênio provocado pela passagem de corrente elétrica, envolvendo temperaturas ao redor de 3000 °C. Algumas informações e propriedades do isótopo estável do tungstênio estão apresentadas na tabela.

Símbolo	W
Número Atômico	74
Número de massa	184
Ponto de fusão	3422 °C
Eletronegatividade (Pauling)	2,36
Densidade	19,3 g · cm ⁻³

A partir das informações contidas na tabela, é correto afirmar que o átomo neutro de tungstênio possui

- a) 73 elétrons.
 x b) 2 elétrons na camada de valência.
 c) 111 nêutrons.
 d) 184 prótons.
 e) 74 nêutrons.
17. Um dos metais mais abundante na crosta terrestre apresenta a seguinte configuração eletrônica no estado fundamental: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$.

Esse metal é o:

Dados números atômicos: Fe = 26; Ti = 22; Ar = 18; Al = 13 e Mg = 12.

- a) ferro. c) alumínio.
 x b) titânio. d) magnésio.

18. (Uerj) O selênio é um elemento químico essencial ao funcionamento do organismo, e suas principais fontes são o trigo, as nozes e os peixes. Nesses alimentos, o selênio está presente em sua forma aniônica Se^{2-} . Existem na natureza átomos de outros elementos químicos com a mesma distribuição eletrônica desse ânion.

O símbolo químico de um átomo que possui a mesma distribuição eletrônica desse ânion está indicado em:

Dado: $(Z_{\text{Se}} = 34)$.

- x a) Kr ($Z = 36$). c) As ($Z = 33$).
 b) Br ($Z = 35$). d) Te ($Z = 52$).

19. (Ifsul-RS) O alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre, sendo o principal componente da alumina (Al_2O_3), utilizada para a obtenção de alumínio metálico. No composto acima o alumínio está na forma de cátion trivalente.

A distribuição eletrônica desse íon é

Dado: Al ($Z = 13$)

- ☒ a) $1s^2 2s^2 2p^6$.
☐ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
☐ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
☐ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

20. (UFPR) Considere as seguintes afirmativas sobre dois elementos genéricos X e Y.

- X tem número de massa igual a 40.
- X é isóbaro de Y.
- Y tem número de nêutrons igual a 20.

Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número atômico e a configuração eletrônica para o cátion bivalente de Y.

- ☐ a) 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
☐ b) 18 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
☐ c) 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$
☒ d) 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
☐ e) 18 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

21. (PUC-RJ) As respectivas distribuições eletrônicas do último nível das espécies químicas K, K^+ , K^{2+} só podem ser:

Dado: $K = 19$.

- ☐ a) $4s^0$; $4s^1$; $4s^2$.
☒ b) $4s^1$; $3s^2 3p^6$; $3s^2 3p^5$.
☐ c) $4s^1$; $4s^2$; $4s^2 4p^1$.
☐ d) $4s^2$; $4s^1$; $4s^2 4p^6$.
☐ e) $4s^1$; $4s^2$; $4s^3$.

22. (Cefet-PR) A soma do número de elétrons do subnível mais energético das espécies químicas N^{3-} , O^{2-} e Al^{3+} é igual a:

Dado: ${}^{14}_7\text{N}$; ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{27}_{13}\text{Al}$

- ☒ a) 18.
☐ b) 8.
☐ c) 14.
☐ d) 24.
☐ e) 20.

23. A distribuição eletrônica da espécie química N^{3-} é:

Dado: ${}^{14}_7\text{N}$.

- ☐ a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$.
☐ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
☒ c) $1s^2 2s^2 2p^6$.
☐ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
☐ e) $1s^2 2s^2$.

24. (UPE) O número total de elétrons do íon complexo $[\text{X}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ é igual a 68. A distribuição eletrônica do cátion X^{2+} é:

- ☐ a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.
☐ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$.
☐ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^2 3d^{10}$.
☒ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.
☐ e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 1d^{10}$.

25. (UFU-MG) Dentre as afirmativas a seguir, indique a alternativa *incorreta*.

- ☒ a) A perda de elétrons para formar o íon alumínio leva à formação de um íon de raio maior que o do átomo neutro.
☐ b) O alumínio ${}_{13}\text{Al}$ é o elemento que tem no estado fundamental as camadas eletrônicas K e L completas e 3 elétrons na camada M.
☐ c) Em relação ao ânion do oxigênio dinegativo ${}^{2-}_8\text{O}^{2-}$, pode-se afirmar que o número de prótons e de elétrons são, respectivamente, 8 e 10, o que resulta na formação de um íon de raio maior que o do átomo neutro.
☐ d) Os íons de sódio ${}_{11}\text{Na}^+$, flúor ${}^-\text{F}$ e magnésio ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ são isoeletrônicos.

26. (ITA-SP) Com relação às duas configurações eletrônicas de um mesmo átomo:

Dado: ${}_{11}\text{Na}$.

I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

II. $1s^2 2s^2 2p^6 6s^1$.

Identifique a alternativa falsa:

- ☐ a) É necessário fornecer energia para passar de I para II.
☐ b) A passagem de II para I emite radiação eletromagnética.
☐ c) I representa a configuração eletrônica de um átomo de sódio não excitado.
☐ d) A energia necessária para retirar um elétron de II é menor que a de I.
☒ e) I e II representam eletrosferas de elementos diferentes.

27. (UFPI) A configuração eletrônica do estado fundamental é o arranjo mais estável para o átomo. Entretanto, quando ocorre estímulo externo, uma nova configuração pode ser atingida. Configurações de estado excitado são perfeitamente válidas desde que mantenham as mesmas quantidades de elétrons. Das configurações apresentadas abaixo para o átomo de sódio, indique a que será impossível de ocorrer em uma lâmpada de sódio. (Na : $Z = 11$)

- ☐ a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
☐ b) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$
☐ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$
☐ d) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$
☒ e) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$

Modelo quântico

O Princípio da incerteza: Heisenberg

Esse novo modelo deve-se a vários cientistas que, em um intervalo de tempo muito pequeno, no início do século XX, desenvolveram experimentos e teorias para explicar a estrutura dos átomos. A explicação mais aprofundada desse modelo exige a aplicação de cálculo avançado, não compatível neste nível de estudo. Por isso, vamos mostrar a evolução desse modelo, dando maior ênfase à parte qualitativa.

Em 1890, o físico alemão Max Planck (1858-1947), ao estudar o aumento de vibração dos átomos em um sólido quando recebiam energia, propôs que os átomos só poderiam absorver ou liberar energia em quantidades discretas. A menor quantidade de energia, o *quantum*, é definida pela reação:

$$E = h \cdot f$$

onde **E** é a quantidade de energia, **h** é a constante de Planck ($6,626 \cdot 10^{-34}$ Js) e **f** é a frequência da vibração.

Toda energia absorvida ou liberada por um átomo só pode ser um múltiplo inteiro do *quantum*.

Em 1905, o físico alemão Albert Einstein (1879-1955), a partir de experimentos, verificou que, para descrever o comportamento da luz em alguns fenômenos, não bastava considerá-la como uma onda eletromagnética; era necessário considerá-la com propriedades de partículas chamadas **fótons**. Assim, de acordo com Einstein, a luz tem uma característica dual: partícula-onda.

Em 1923, o físico francês Louis de Broglie (1892-1987), em sua tese de doutoramento, propôs que uma partícula de massa **m**, movendo-se a uma velocidade **v**, teria o comportamento de uma onda, cujo comprimento (**λ**) poderia ser calculado pela equação:

$$\lambda = \frac{h}{m} c \rightarrow \text{velocidade da luz no vácuo} \quad (300\,000 \text{ km/s})$$

Utilizando-se algumas equações já vistas:

$$(1) \quad \underset{\text{(frequência)}}{f} = \frac{\overset{\text{(velocidade da luz)}}{c}}{\underset{\text{(comprimento da onda)}}{\lambda}}$$

$$(2) \quad E = h \cdot f \quad \text{Max Planck}$$

(constante de Planck)

$$(3) \quad E = m \cdot c^2 \quad \text{Einstein}$$

Podemos chegar, de maneira simplificada, à equação de De Broglie:

- relacionando as equações 1 e 2, temos:

$$\left. \begin{array}{l} (2) \ E = h \cdot f \\ (1) \ f = \frac{c}{\lambda} \end{array} \right\} E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

- relacionando essa nova equação com a equação (3), temos:

$$\left. \begin{array}{l} E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \\ (3) \ E = m \cdot c^2 \end{array} \right\} \frac{h \cdot c}{\lambda} = m \cdot c^2 \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

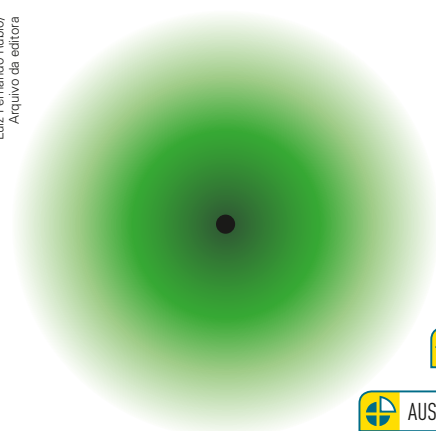
Pela equação de De Broglie, se considerarmos um elétron, que tem características de uma partícula por apresentar massa, verificamos que ele apresenta um comprimento de onda pequeno, quando em movimento, o que lhe atribui características de uma onda.

Logo, o elétron tem um comportamento duplo (dual), isto é, pode ser caracterizado como partícula ou como onda, dependendo do fenômeno estudado.

Em 1926, o físico alemão Werner Heisenberg (1901-1976) demonstrou, usando os conceitos quânticos (mecânica quântica), que é impossível determinar, simultaneamente, com absoluta precisão, a velocidade e a posição de um elétron em um átomo. Esse princípio, conhecido como **Princípio da incerteza**, estabelece que, quanto mais precisamente conhecermos a posição do elétron, menos precisamente conheceremos a sua velocidade.

De acordo com o Princípio da incerteza, não se pode afirmar que exista uma órbita definida para o elétron. O mais adequado é considerar que existam regiões em torno do núcleo, denominadas **orbitais**, onde é máxima a probabilidade de se encontrar o elétron.

Orbital: região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron no átomo.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

// Ilustração da região de maior probabilidade de se encontrar um elétron ao redor do núcleo, utilizando uma gradação de cores.

Em 1927, o físico austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961), por meio de complicados cálculos matemáticos, formulou uma equação que relaciona a natureza corpuscular (partícula), a energia, a carga e a massa do elétron.

As soluções numéricas para essa equação, denominadas **números quânticos**, permitem que cada elétron seja caracterizado pela sua quantidade de energia.

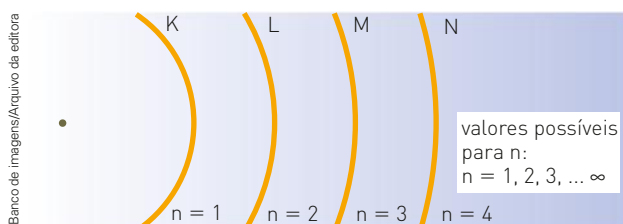
Números quânticos: códigos matemáticos associados à energia do elétron.

A caracterização de cada elétron no átomo é feita por meio de quatro números quânticos: **principal**, **secundário** (ou **azimutal**), **magnético** e **spin**.

Em um mesmo átomo, não existem dois elétrons com os mesmos números quânticos.

Número quântico principal (n)

É o número primordial na determinação da energia de um elétron. Quanto maior o valor de **n**, maior a energia do elétron. Simultaneamente, ele indica um afastamento do elétron em relação ao núcleo.



Como os elementos conhecidos atualmente contêm elétrons apenas até o sétimo nível de energia, utilizaremos somente os sete primeiros valores do número quântico principal. Portanto, os valores de **n** conhecidos hoje são:

$$n = 1, 2, 3, \dots 7$$

Número quântico principal (n): indica o nível de energia do elétron.

Número quântico secundário ou azimutal (ℓ)

Conforme vimos, cada nível de energia é constituído por um ou mais **subníveis**, caracterizados pelo número quântico secundário e designados pelas letras minúsculas **s, p, d, f, g, h, i, ...**.

O número quântico secundário (**ℓ**) pode assumir qualquer valor inteiro entre **0** e **n - 1**.

Valores possíveis para ℓ

$$\ell = 0 \rightarrow n - 1$$

Quando **n = 1**, há apenas **um** valor possível para **ℓ**: **zero**. Isso quer dizer que no primeiro nível de energia só existe um subnível: o subnível **s**.

Quando **n = 2**, há **dois** valores possíveis para **ℓ**: **zero** e **1**. Então, no segundo nível de energia existem dois subníveis: **s** e **p**.

Assim:

Para um número quântico principal **n**, teremos **n** subníveis possíveis.

Nos 111 elementos reconhecidos atualmente, encontramos apenas quatro tipos de subníveis:

$$\text{subnível } s \rightarrow \ell = 0$$

$$\text{subnível } p \rightarrow \ell = 1$$

$$\text{subnível } d \rightarrow \ell = 2$$

$$\text{subnível } f \rightarrow \ell = 3$$

Para dois elétrons de mesmo **n**, o elétron mais energético apresenta o maior valor de **ℓ**.

O número máximo de elétrons permitidos em cada subnível pode ser determinado pela expressão $2(2\ell + 1)$.

$$s \Rightarrow \ell = 0 \quad 2(2 \cdot 0 + 1) \Rightarrow 2 \text{ elétrons no subnível } s.$$

$$p \Rightarrow \ell = 1 \quad 2(2 \cdot 1 + 1) \Rightarrow 6 \text{ elétrons no subnível } p.$$

Número quântico magnético (m ou m_ℓ)

O número quântico magnético (m ou m_ℓ) indica a orientação dos orbitais no espaço. Dessa forma, para cada orbital temos um determinado valor do número quântico magnético. Esses valores podem variar de $-\ell$ a $+\ell$:

$$m = -\ell \dots 0 \dots +\ell$$

Assim, podemos concluir que cada subnível é formado por 1 ou mais orbitais.

tipo de subnível	Valores de ℓ	Valores de m ou m_ℓ	Quantidade de orbitais
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

A representação gráfica de um orbital geralmente é feita da seguinte forma:

1 orbital $\Rightarrow$ ou

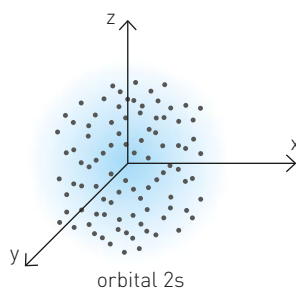
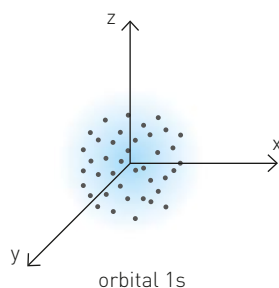
Agora, conhecendo a representação gráfica do orbital, podemos relacionar os subníveis com seus orbitais:

Subnível	Quantidade de orbitais	Representação gráfica dos orbitais
s	1	
p	3	
d	5	
f	7	

Cada tipo de orbital apresenta um formato característico e uma orientação espacial determinada.

Orbitais s

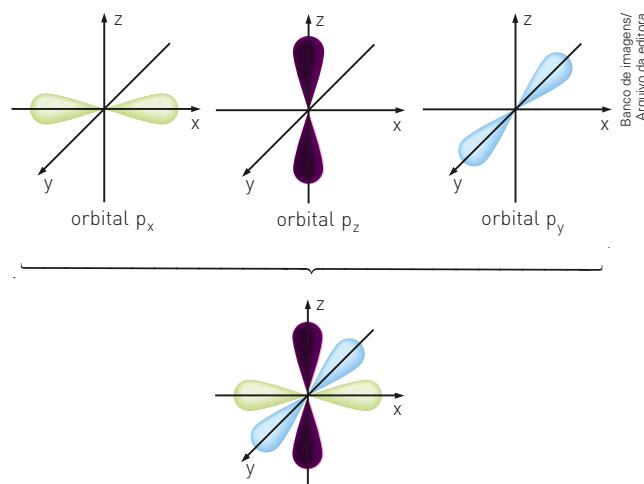
Os orbitais do tipo **s** apresentam uma forma esférica, e o volume dessa esfera varia em função do seu nível de energia.



Banco de Imagens/Arquivo da editora

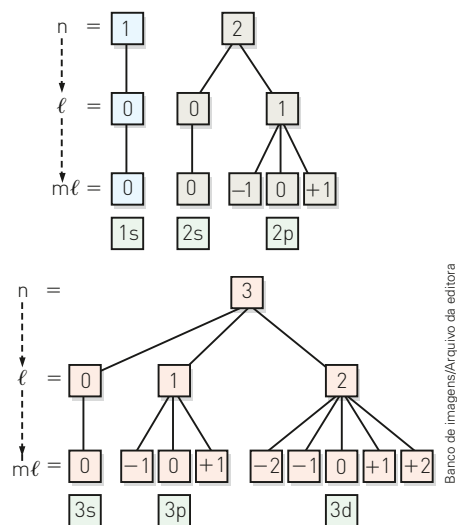
Orbitais p

Os orbitais do tipo **p** apresentam a forma de um duplo ovoide e três orientações espaciais possíveis.



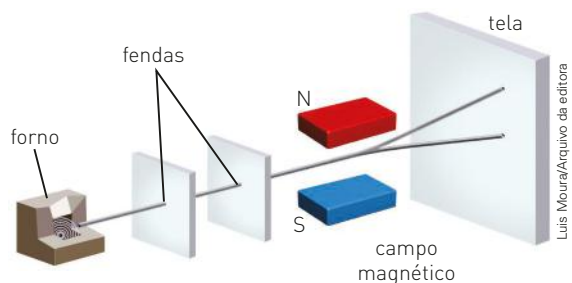
Banco de Imagens/Arquivo da editora

Até agora, conhecemos três números quânticos, sendo suas relações indicadas pelo esquema a seguir:



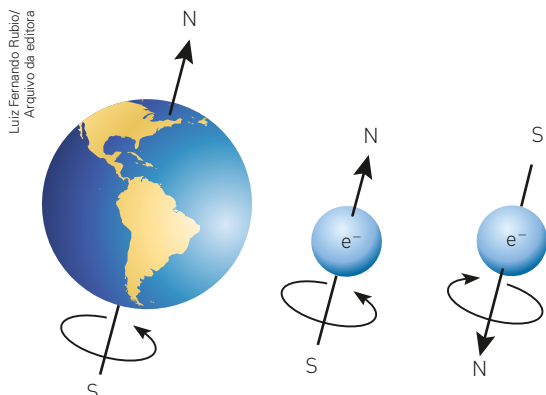
Número quântico spin (s ou m_s)

Em 1921, os cientistas alemães Otto Stern e Walter Gerlach verificaram, por meio de um experimento, que um feixe de átomos de prata (vapor de prata), ao atravessar um campo magnético, dividia-se em dois feixes de átomos desviados em sentidos opostos.

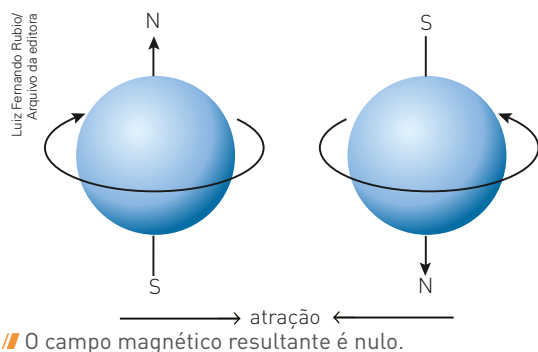


Resultados semelhantes também foram obtidos utilizando-se sódio e potássio.

Para explicar a observação, os cientistas admitiram que cada elétron se comporta como um pequeno ímã e que o magnetismo do elétron seria resultante da rotação (*spinning*) da carga negativa, sendo possíveis dois sentidos de rotação (*spin*): um elétron gira ao redor do seu eixo no sentido horário ou anti-horário.

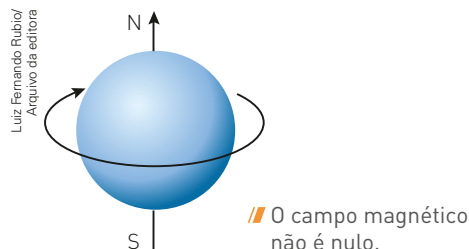


Se tivermos dois elétrons com rotações contrárias (*spins* opostos), podemos esperar uma atração mútua entre eles, como ocorre com dois ímãs. Assim, quando dois elétrons são introduzidos em um mesmo orbital, eles devem possuir *spins* opostos, o que acarreta um sistema mais estável, pois a força de atração magnética compensa a força de repulsão elétrica entre eles. Então, um par de elétrons (ou elétrons emparelhados) em um orbital não apresenta campo magnético, pois o magnetismo devido ao *spin* de um elétron é anulado pelo magnetismo do elétron de *spin* oposto.



Os dois desvios observados por Stern-Gerlach eram o resultado da separação dos átomos de prata em dois tipos, que diferiam no sentido do *spin*. Cada um dos átomos de prata deveria apresentar um elétron desemparelhado, mas a metade desses átomos tinha o elétron desemparelhado com *spin* no sentido horário, e a outra metade com *spin* no sentido anti-horário; por isso, eram atraídos pelo campo magnético em sentidos opostos.

Assim, átomos que tenham pelo menos um elétron desemparelhado em seus orbitais apresentam campo magnético, pois o magnetismo proveniente do *spin* do elétron não é anulado.



Em decorrência desse fato, podemos explicar o comportamento magnético de elementos e substâncias. É bem conhecida a propriedade que certos sólidos têm de ser ou não atraídos por um ímã. Substâncias com pelo menos um elétron desemparelhado são atraídas pelos ímãs: a maioria é fracamente atraída e são chamadas **paramagnéticas**; algumas, como ferro, cobalto e níquel, são fortemente atraídas e chamadas **ferromagnéticas**. As substâncias com todos os seus elétrons emparelhados não são atraídas pelo ímã, sendo chamadas **diamagnéticas**.

Átomos com pelo menos um elétron desemparelhado	⇒	são atraídos por um ímã	⇒	paramagnéticas ou ferromagnéticas
---	---	-------------------------	---	-----------------------------------

Átomos com todos os elétrons emparelhados	⇒	não são atraídos por um ímã	⇒	diamagnéticas
---	---	-----------------------------	---	---------------

Assim, em função dos dois sentidos de rotação para o elétron, são conhecidos dois valores para o *spin*:

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ e } -\frac{1}{2}$$

Distribuição eletrônica em orbitais

Os elétrons se distribuem em orbitais seguindo duas regras: o **Princípio da exclusão de Pauli** e a **Regra de Hund** ou **Regra da máxima multiplicidade**.

Princípio da exclusão de Pauli: em um orbital existem, no máximo, 2 e⁻ com *spins* opostos.

Regra de Hund ou **Regra da máxima multiplicidade:** o preenchimento dos orbitais de um mesmo subnível deve ser feito de modo que tenhamos o maior número possível de elétrons isolados, ou seja, desemparelhados.

Como vimos, a representação gráfica de um orbital pode ser:

1 orbital $\Rightarrow$ $\square$ ou $\bigcirc$

Os elétrons que irão preencher os orbitais geralmente são representados por setas, $\uparrow$ ou $\downarrow$, sendo que o sentido da seta indica um determinado *spin*.

Observação

Com referência ao primeiro elétron de um orbital:

a) não existe convenção a respeito do sentido de sua seta representativa.

Estão corretas as formas:

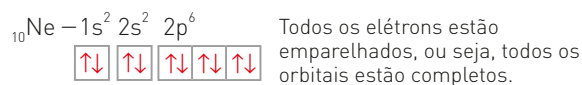
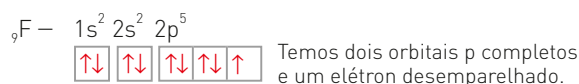
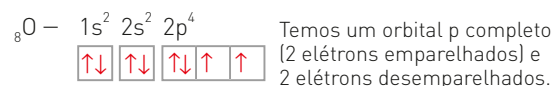
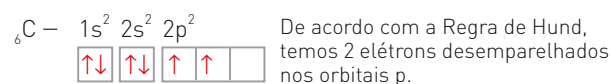
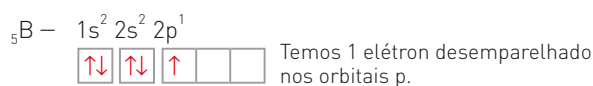
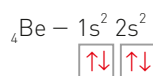
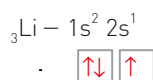
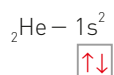
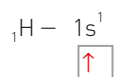
$\downarrow$ ou $\uparrow$

b) não existe convenção sobre o valor de seu *spin*. Assim, temos:

$\downarrow m_s = -\frac{1}{2}$ ou $+\frac{1}{2}$

Neste livro, como **convenção particular**, representaremos o primeiro elétron de cada orbital por uma seta para cima ($\uparrow$) e o valor do *spin* será igual a $+\frac{1}{2}$.

Veja alguns exemplos de distribuição eletrônica envolvendo orbitais:

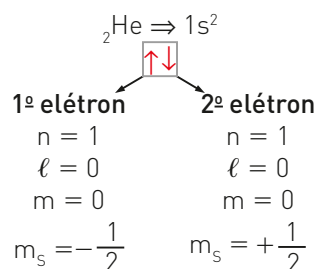


Identificação de cada elétron de um átomo

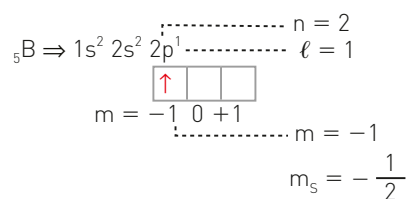
O Princípio da exclusão de Pauli garante que, em um átomo, dois elétrons não podem apresentar o mesmo conjunto de números quânticos, e que cada elétron da eletrosfera de um átomo é identificado por seus quatro números quânticos.

Veja alguns exemplos:

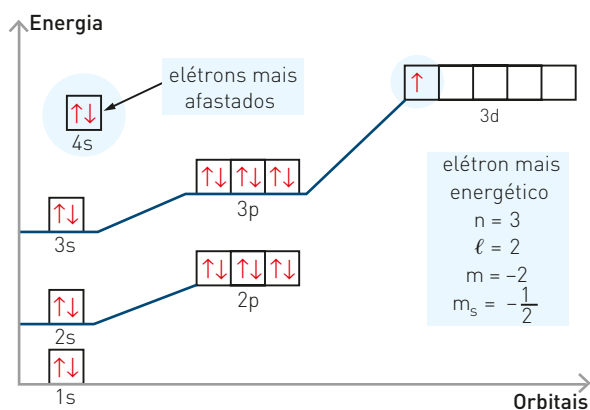
- O conjunto de números quânticos que caracteriza os elétrons do hélio (${}^2\text{He}$) pode ser determinado assim:



- O conjunto de números quânticos que caracteriza o **elétron mais energético** do ${}^5\text{B}$ pode ser dado por:

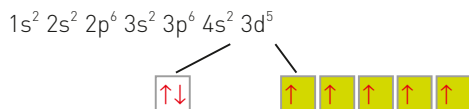


- O conjunto de números quânticos que caracteriza o elétron mais energético do ${}_{21}\text{Sc}$ pode ser dado por:



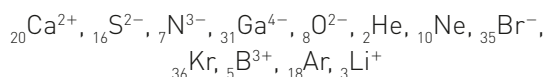
Exercícios

Observe a distribuição eletrônica do ${}_{25}\text{Mn}$.



Responda às questões 1 a 4.

- Qual é o número total de orbitais completos?
- Qual é o número de orbitais incompletos?
- Qual é o número de elétrons desemparelhados?
- Indique os quatro números quânticos para o elétron de diferenciação (último e^- distribuído).
- Dadas as espécies químicas:



- Agrupe as espécies isoeletrônicas.
 - Dê os números quânticos do elétron mais energético em cada um dos grupos isoeletrônicos.
- (UEPG-PR) Os números quânticos n , ℓ , m , denominados, respectivamente, principal, secundário e magnético, correspondem à caracterização de um elétron em um átomo. A respeito desses números quânticos, indique o que for correto.
 - Quando $n = 2$, os valores de ℓ podem ser 0 e 1.
 - Quando $\ell = 2$, o subnível é d.
 - Quando $\ell = 1$, os valores de m podem ser -1 , 0 e $+1$ e o subnível é p.
 - Quando um subnível é f, são 7 os valores de m e existem 7 orbitais no subnível.
 - Quando um subnível é s, o valor de ℓ é 0 e o valor de m é -1 . **01, 02, 04 e 08**

- (UPE) Em relação ao íon férrico no estado fundamental, é correto afirmar que:

Dado: número atômico do Fe = 26.

- Ele apresenta apenas 24 elétrons distribuídos em seus orbitais.
- x** Ele apresenta cinco elétrons desemparelhados, ocupando, cada um, um orbital "d".
- Ele apresenta dois elétrons no orbital 4s e três elétrons distribuídos em orbitais "d".
- Ele apresenta seis elétrons distribuídos, segundo a Regra de Hund, em orbitais "d".

- Os elétrons removidos para a formação do íon foram todos retirados do terceiro nível de energia.

- (UFPB) A química como ciência e os processos de transformação a ela inerentes estão presentes em toda a dinâmica da vida animal e vegetal. Aspectos como a configuração eletrônica e a posição dos átomos na tabela periódica, a energia envolvida na formação do íon positivo (energia de ionização) e do íon negativo (afinidade eletrônica), a fórmula da molécula, suas ligações, os orbitais participantes e a geometria são determinantes para compreender e prever as propriedades físicas e químicas das inúmeras substâncias existentes. É por meio dessa compreensão que se procura entender a função e a atuação de determinada substância em qualquer organismo.

Dentre os conjuntos de números quânticos $\{n, \ell, m, s\}$ apresentados nas alternativas a seguir, um deles representa números quânticos *não* permitidos para os elétrons da subcamada mais energética do Fe(II), um íon indispensável para a sustentação da vida dos mamíferos, pois está diretamente relacionado com a respiração desses animais.

Esse conjunto descrito corresponde a:

- $\left\{3, 2, 0, \frac{1}{2}\right\}$
- $\left\{3, 2, 2, \frac{1}{2}\right\}$
- $\left\{3, 2, 1, \frac{1}{2}\right\}$
- $\left\{3, 2, -2, -\frac{1}{2}\right\}$
- x** $\left\{3, 2, -3, \frac{1}{2}\right\}$

- (Ufpel-RS) É comum, quando uma pessoa sofre uma contusão (batida), a imediata colocação de uma compressa de gelo sobre o local atingido, para que não fique inchado, pois a diminuição da temperatura diminui a velocidade das reações (inclusive as que causam inflamações musculares). Depois de certo tempo, as compressas usadas passam a ser quentes, para facilitar a dispersão dos fluidos acumulados.

Atualmente, os primeiros socorros para atletas em competição contam com a aplicação de bolsas instantâneas frias e quentes. Esses dispositivos funcionam mediante reações químicas exotérmicas ou endotérmicas e são constituídos por uma bolsa de plástico contendo água em uma seção

e uma substância química seca, em outra. Essas substâncias, quando misturadas (pelo rompimento da seção com água), provocam o aumento ou a diminuição da temperatura.

Em geral, as substâncias usadas são o $\text{CaC}\ell_2$ (ou o MgSO_4) e o NH_4NO_3 .

Sobre o elétron diferenciador (último elétron a ser distribuído) desse átomo, no estado fundamental (eletricamente neutro do $_{20}\text{Ca}$) tem-se, como números quânticos principal, secundário (azimutal) e magnético, respectivamente, os seguintes valores:

- ☒ a) $n = 4$; $\ell = 0$ e $m = 0$.
- b) $n = 3$; $\ell = 0$ e $m = +1$.
- c) $n = 4$; $\ell = +1$ e $m = 0$.
- d) $n = 3$; $\ell = +1$ e $m = -2$.
- e) $n = 3$; $\ell = 0$ e $m = 0$.

10. (Cefet-CE) Faça a configuração eletrônica do átomo Cd ($Z = 48$). Os quatro números quânticos pertencentes ao elétron diferenciador são:

	n	ℓ	m	s
a)	5	0	0	$+\frac{1}{2}$
b)	5	0	0	$-\frac{1}{2}$
☒ c)	4	2	+2	$-\frac{1}{2}$
d)	4	3	+2	$+\frac{1}{2}$
e)	4	0	0	$-\frac{1}{2}$

11. (Cefet-CE) Os quatro números quânticos do elétron diferenciador (maior energia) de um átomo são:

$$n = 4; \ell = 2; m = +2; s (\downarrow) = +\frac{1}{2}$$

Observação: elétron emparelhado.

O número atômico do átomo citado é:

- a) 53
- b) 46
- c) 43
- ☒ d) 48
- e) 50

12. (Uece – Adaptada) Somente cerca de 1% das baterias usadas dos telefones celulares vai para a reciclagem. No Brasil, 180 milhões de baterias são descartadas todos os anos. O problema de tudo isso parar no lixo comum é a contaminação por metais pesados. A composição química das baterias varia muito, mas a mais nociva é a feita de níquel e cádmio (Ni-Cd) que são metais tóxicos

que têm efeito cumulativo e podem provocar câncer. Sobre esses metais pode-se afirmar, corretamente, que:

- a) O Ni possui em sua configuração eletrônica, no estado fundamental, o subnível $3d^9$.
- b) Ni e Cd apresentam o mesmo número de e^- na última camada.
- ☒ c) Na configuração eletrônica do Cd, no estado fundamental, o 35º elétron está posicionado nos números quânticos $n = 4$ e $m = 0$.
- d) Ni e Cd são usados em baterias de telefones celulares porque são metais isótopos.

13. (UEG-GO)

Cientistas medem energia liberada pelos elétrons nos átomos

Com a ajuda de feixes *laser*, os pesquisadores poderão controlar o zigue-zague das partículas entre as diferentes órbitas atômicas.

Medir os níveis de energia dos átomos com exatidão e baixo custo já é possível graças aos pesquisadores do Jila, uma *joint venture* entre o Instituto Nacional de Padrões e Tecnologia do Departamento do Comércio e a Universidade de Colorado, em Boulder.

Assim como um satélite necessita de impulso para alcançar órbitas terrestres mais elevadas, os elétrons também requerem energia (em dimensões quânticas) para saltarem de uma órbita para outra ao redor do núcleo do átomo. Pesquisadores do Jila utilizaram luz *laser* para impulsionar os elétrons do átomo de rubídio para os níveis mais altos de energia. Então, detectaram a energia liberada pelos átomos na forma de luz fluorescente assim que eles voltavam ao seu estado natural.

Segundo os pesquisadores, a nova técnica permitirá que os cientistas mensurem e controlem as transições entre os níveis atômicos de energia de forma muito mais eficiente. Poderá ter também aplicações práticas em muitos campos, incluindo astrofísica, computação quântica, análise química e síntese química.

Disponível em: <<http://www2.uol.com.br/sciam/conteudo/noticia/noticia-91.html>>. Acesso em: 11 maio 2005.

Sobre a eletrosfera, considere as afirmações a seguir.

- I. A absorção e a emissão de energia pelos átomos, quando os elétrons mudam de níveis de energia, podem ser ampliadas no *laser* (*light amplification by stimulated emission of radiation*).

II. O modelo atômico atual criado entre 1924 e 1927 por De Broglie, Heisenberg e Schrödinger — denominado modelo da mecânica quântica — não admite mais a existência de órbitas, nem circulares nem elípticas, para os elétrons.

III. No estado fundamental, os elétrons preenchem sucessivamente subníveis de energia em ordem crescente de energia, com o número máximo de elétrons permitido em cada subnível. Assim, para o átomo de potássio no estado fundamental ($Z = 19$), a distribuição em ordem crescente pode ser representada por $1s^2; 2s^2; 2p^6; 3s^2; 3p^6; 4s^1$.

Marque a alternativa correta:

- a) Apenas as afirmações I e II são verdadeiras.
- b) Apenas as afirmações II e III são verdadeiras.
- c) Apenas a afirmação II é verdadeira.
- d) Apenas a afirmação III é verdadeira.
- x e) Todas as afirmações são verdadeiras.

14. (UEPG-PR) Considere a representação do átomo de alumínio no estado fundamental: ${}_{13}^{27}\text{Al}$. Convencionando-se para o primeiro elétron de um orbital $\uparrow s = -\frac{1}{2}$, assinale o que for correto sobre esse átomo.

01. Apresenta 4 níveis energéticos em sua configuração.

- x 02. Em seu núcleo atômico há 14 nêutrons.
- x 04. Existem 3 elétrons no último nível energético de sua distribuição eletrônica.
- x 08. O elétron mais energético desse átomo tem os seguintes números quânticos: $n = 3; \ell = 1; m = -1; s = -\frac{1}{2}$.

x 16. O número atômico do alumínio é 13, o que significa que esse átomo apresenta 13 prótons.

15. (UFSC) Qual o número atômico (Z) do átomo cujo elétron de diferenciação é $\left(3, 2, +1, +\frac{1}{2}\right)$?

16. (UFPI) Indique a alternativa que representa um conjunto de números quânticos permitido.

- a) $n = 3, \ell = 0; m = 1; s = +\frac{1}{2}$
- x b) $n = 3, \ell = 2; m = 1; s = +\frac{1}{2}$

c) $n = 3, \ell = 3; m = 0; s = +\frac{1}{2}$

d) $n = 3, \ell = 4; m = 1; s = +\frac{1}{2}$

e) $n = 4, \ell = 0; m = 3; s = -\frac{1}{2}$

17. Considere que o primeiro elétron orbital apresente $spin = -\frac{1}{2}$. Indique os quatro números quânticos para o elétron mais energético dos átomos:

- a) ${}_9\text{F}$
- b) ${}_{21}\text{Sc}$

18. (UFU-MG) A estrutura eletrônica correta para o enxofre, no composto $\text{Fe}^{2+}\text{S}^{2-}$, é: (Fe: $Z = 26$; S: $Z = 16$)

- x a) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p_x^2, 3p_y^2, 3p_z^2$.
- b) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p_x^1, 3p_y^1, 3p_z^0$.
- c) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p_x^2, 3p_y^1, 3p_z^1$.
- d) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p_x^2, 3p_y^2, 3p_z^2, 4s^1$.
- e) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p_x^1$.

19. (Uece) Considere três átomos, A, B e C. Os átomos A e C são isótopos; os átomos B e C são isóbaros e os átomos A e B são isótonos. Sabendo que o átomo A tem 20 prótons e número de massa 41 e que o átomo C tem 22 nêutrons, os números quânticos do elétron mais energético do átomo B são:

- a) $n = 3; \ell = 0; m_\ell = 2; s = -\frac{1}{2}$.
- x b) $n = 3; \ell = 2; m_\ell = -2; s = -\frac{1}{2}$.
- c) $n = 3; \ell = 2; m_\ell = 0; s = -\frac{1}{2}$.
- d) $n = 3; \ell = 2; m_\ell = -1; s = \frac{1}{2}$.
- e) $n = 4; \ell = 0; m_\ell = 0; s = -\frac{1}{2}$.

20. (UPE) Indique a alternativa correta em relação à teoria quântica do átomo.

- a) A relação de De Broglie $\left(\lambda = \frac{h}{mv}\right)$ não é aplicada para calcular os comprimentos de ondas de probabilidades associadas aos elétrons.
- x b) Os orbitais “p”, constituintes de cada subcamada “p”, diferem entre si pela orientação no espaço.
- c) O íon Cr^{3+} ($Z = 24$) apresenta na camada “M” 9 elétrons e 1 orbital “d” incompleto.
- d) O conjunto de números quânticos: 4, 2, +3, $+\frac{1}{2}$ é aceitável para um elétron em um átomo.
- e) Um orbital do tipo “d”, quando completamente preenchido, conterá 10 elétrons.

Tabela periódica

Imagine que alguém pedisse a você para organizar as cartas de um baralho. Certamente você conseguiria formar alguns conjuntos, com base em determinadas características. Para qualquer conjunto que você venha a organizar, um critério deverá ser seguido. Por exemplo, você pode criar um conjunto formado por cartas da mesma cor e, então, o critério utilizado será “cor”.

Mas o que tem a ver com a Química formar conjuntos, criar critérios e agrupar componentes?

Aleem Zahid Khan/Shutterstock



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- As primeiras tabelas periódicas.
- A tabela periódica atual.
- Caracterização dos grupos e períodos.
- O que são elementos representativos e de transição.
- Propriedades de metais e não metais.
- Propriedades periódicas.

Bases da organização dos elementos

Um dos procedimentos mais importantes nas Ciências da Natureza é a adoção de critérios de organização e de classificação. O termo “critério” pode ser definido como padrão, princípio que se estabelece como referência para decidir sobre algo.

No cotidiano também podemos identificar muitos exemplos de uso de critérios de organização e de classificação que facilitam bastante a nossa vida. Você concorda com isso? Pense em alguns exemplos e troque ideias com seus colegas.

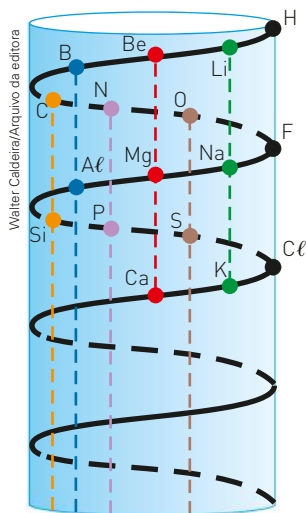
No início do século XIX, vários elementos químicos já eram conhecidos, porém os químicos não haviam conseguido estabelecer critérios para organizá-los em função de suas propriedades e características. O estabelecimento desses critérios foi um processo longo que resultou na tabela periódica como a conhecemos atualmente.

A tabela periódica ou classificação periódica dos elementos é um arranjo que permite não só verificar as características dos elementos e suas repetições, mas também fazer previsões. Vamos conhecer sua história.

As primeiras tabelas periódicas

No início do século XIX, eram conhecidos cerca de 30 elementos químicos e já se dispunham de técnicas de laboratório que permitiam determinar uma série de características desses elementos, como densidade, massa atômica, reatividade, etc.

Em 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) percebeu que vários elementos podiam ser classificados em grupos de três, denominados tríades.



// Parafuso telúrico. Os elementos são dispostos em ordem crescente de massas atômicas ao longo de uma espiral. Os elementos de uma mesma linha vertical apresentam propriedades químicas semelhantes.

Elemento	Massa atômica	Densidade
(1ª) cloro (Cl)	35,5	1,56 g/L
(2ª) bromo (Br)	79,9	3,12 g/L
(3ª) iodo (I)	126,9	4,93 g/L

Elemento	Massa atômica	Densidade
(1ª) lítio (Li)	6,9	0,534 g/cm³
(2ª) sódio (Na)	23,0	0,970 g/cm³
(3ª) potássio (K)	39,1	0,860 g/cm³

Elementos de uma mesma tríade apresentam propriedades químicas semelhantes e a massa atômica do elemento central é aproximadamente igual à média aritmética dos outros dois elementos.

Em 1862, o geólogo e mineralogista francês Alexandre de Chancourtois (1820-1886), pretendendo fazer uma ordenação mais prática dos elementos para aplicação em mineralogia, propôs um arranjo tridimensional a que denominou **parafuso telúrico**.

Em 1865, o químico e músico inglês J. A. R. Newlands (1837-1898) dispôs os 61 elementos então conhecidos em ordem crescente de suas massas atômicas em colunas verticais de 7 elementos e notou que os elementos de uma mesma linha horizontal apresentavam propriedades químicas semelhantes. Esse arranjo foi denominado **Lei das oitavas**, porque as propriedades do oitavo elemento eram semelhantes às do primeiro e assim sucessivamente. Newlands comparou essa repetição de propriedades à escala musical.

Escala musical	Elementos
dó	H, F, Cl, ...
ré	Li, Na, K, ...
mi	Be, Mg, Ca, ...
fá	B, Al, Cr, ...
sol	C, Si, Ti, ...
lá	N, P, Mn, ...
si	O, S, Fe, ...

// A periodicidade das propriedades dos elementos observada por Newlands foi desprezada pelos membros da Sociedade de Química de Londres devido à relação com a música.

Dimitri Ivanovich Mendeleev – ou Mendeleiev – (1834-1907), na Rússia, e Lothar Meyer (1830-1895), na Alemanha, criaram – de modo independente e praticamente ao mesmo tempo – tabelas periódicas muito parecidas. Pouco tempo depois, essas tabelas originariam as que são usadas atualmente.

Costuma-se atribuir maior importância ao trabalho de Mendeleev por ter sido publicado antes e pelo fato de ele ter sido mais bem-sucedido em demonstrar o valor da tabela à comunidade científica.

Em 1869, trabalhando com as fichas em que anotava as propriedades de cada elemento, ele percebeu que, ao colocar as fichas dos elementos em ordem crescente de massas, certas propriedades repetiam-se várias vezes.

A partir dessa observação, Mendeleev organizou os elementos em linhas horizontais, adotando o seguinte critério: quando as propriedades de um elemento eram semelhantes às de outro da mesma linha, esse elemento era deslocado para uma nova linha e posto na coluna do elemento com o qual tinha semelhança. Dessa maneira, formaram-se colunas com os elementos que apresentavam propriedades químicas semelhantes. As linhas horizontais foram denominadas períodos, e as colunas, grupos ou famílias.

Um dos aspectos mais brilhantes do seu trabalho é que ele deixou em sua tabela espaços vazios que correspondiam a elementos desconhecidos na época. Mendeleev previu a existência desses elementos, assim como algumas de suas características, que foram confirmadas posteriormente.



Corbis/Latinstock

// Mendeleev é considerado um gênio pela comunidade científica. Nasceu em Tobolsk, na Sibéria, e doutorou-se na Universidade de São Petersburgo, onde lecionou por muito tempo.

Na tabela a seguir aparecem as propriedades previstas e as determinadas posteriormente para o germânio, que na época de Mendeleev era desconhecido e foi por ele chamado de ecassilício (do grego: *eka* = abaixo).

Propriedades	Propriedades previstas por Mendeleev para o ecassilício (1871)	Propriedades determinadas experimentalmente para o germânio (Ge) (1885)
massa atômica	72	72,6
densidade (g/cm ³)	5,50	5,47
cor	cinzento	cinzento-claro
densidade do óxido (g/cm ³)	4,7	4,7

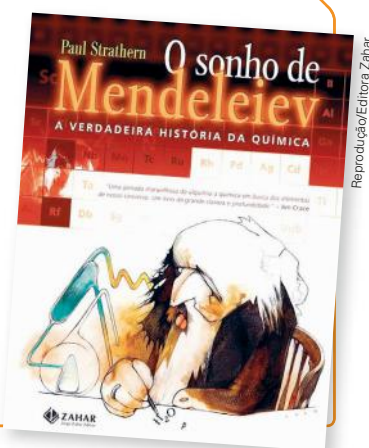
A tabela de Mendeleev foi eficaz ao demonstrar a periodicidade das propriedades dos elementos. Faltava, porém, encontrar uma explicação para essas propriedades, o que seria feito no início do século XX.

Em 1913, o químico inglês Henry Moseley (1887-1915) verificou que as propriedades dos elementos eram dadas pela sua carga nuclear, denominada número atômico (Z). Com a descoberta de Moseley, foi possível corrigir algumas anomalias observadas por Mendeleev.

Assim, segundo a **Lei periódica atual (Moseley)**, quando os elementos químicos são agrupados em ordem crescente de **número atômico (Z)**, observa-se a **repetição periódica** de várias de suas propriedades.

SAIBA MAIS

O sonho de Mendeleiev, de Paul Strathern. Zahar.
Naquela tarde, em 1869, Mendeleiev trabalhava em suas fichas quando, exausto, dormiu sobre a mesa – e teve um sonho que lhe mostrou a solução para a organização da tabela periódica dos elementos. Um sonho que mudaria para sempre nosso modo de ver o mundo. Essa é uma das histórias envolvidas na busca pelos elementos químicos, que Strathern nos conta em um texto bem-humorado.



Reprodução/Editora Zahar

A tabela periódica atual

Na tabela periódica atual, os elementos químicos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, originando os períodos, na horizontal, e as famílias ou os grupos, na vertical.

Tabela periódica dos elementos

[illegible]

Fonte: IUPAC (www.iupac.org). Acesso em: 9 maio 2018.

Na tabela periódica atual existem sete períodos, sendo o número do período correspondente à quantidade de níveis (camadas) eletrônicos que os elementos químicos apresentam. Exemplo:



Períodos	Número de camadas
1 ^a	1: K
2 ^a	2: K L
3 ^a	3: K L M
4 ^a	4: K L M N
5 ^a	5: K L M N O
6 ^a	6: K L M N O P
7 ^a	7: K L M N O P Q

Em todos os elementos representativos o elétron mais energético situa-se nos subníveis s ou p.

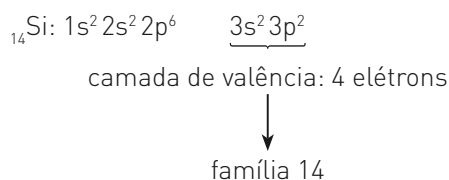


Nas famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 o número de elétrons da camada de valência varia, em um mesmo período, de 1 a 8 elétrons, respectivamente.

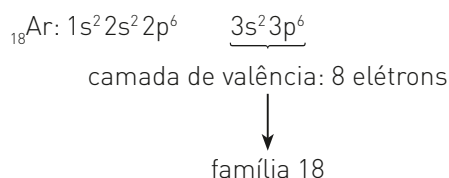
Família	1	2	13	14	15	16	17	18
Nº de elétrons na camada de valência	1	2	3	4	5	6	7	8

Assim, a partir do número atômico de um elemento representativo e de sua distribuição eletrônica, podemos determinar a família à qual ele pertence.

Exemplos: silício (Si)



argônio (Ar)

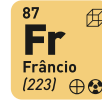
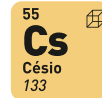
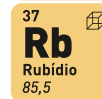
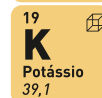
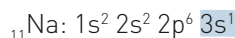
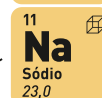
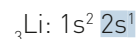
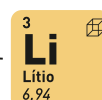


Logo, os metais alcalinos, que pertencem à família 1, apresentam 1 elétron na camada de valência no subnível ns: ns^1 .

Richard Megna/Fundamental Photographs

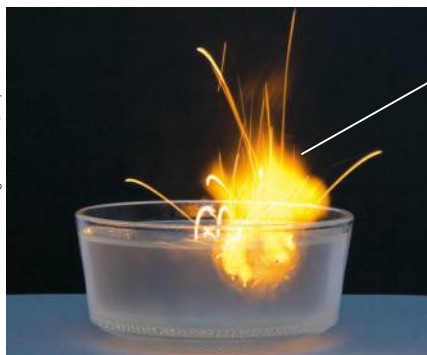


// O **lítio**, quando exposto ao ar, reage rapidamente com o oxigênio originando óxido de lítio.



Banco de imagens/Arquivo da editora

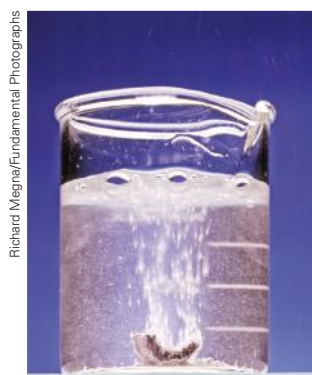
Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// Em contato com a água, o **sódio** reage originando uma solução alcalina e liberando gás hidrogênio, que sofre combustão, o que é evidenciado na fotografia pela chama.

// Os elementos da família 1 devem ser guardados imersos em querosene, pois em contato com o oxigênio do ar e a umidade atmosférica reagem violentamente, produzindo gás hidrogênio, que sofre combustão.

E os metais alcalinoterrosos, que pertencem à família 2, apresentam 2 elétrons na camada de valência no subnível ns: ns².



// O **magnésio** já foi utilizado em *flashes* de máquinas fotográficas. A sua queima libera grandes quantidades de energia na forma de luz e calor.

// A efervescência observada na fotografia é resultado da formação de gás hidrogênio produzido na reação do **cálcio** com a água.

// Os elementos da família 2 também são bastante reativos. O cálcio é mais reativo do que o magnésio e sua reação com a água produz hidrogênio.

4	Be Berílio 9,01
12	Mg Magnésio 24,3
20	Ca Cálcio 40,1
38	Sr Estrôncio 87,6
56	Ba Bário 137
88	Ra Rádio (226)

Banco de imagens/Arquivo da editora

¹²Mg: 1s² 2s² 2p⁶ 3s²

²⁰Ca: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²

As famílias dos elementos representativos recebem nomes característicos. Veja, na tabela a seguir, as configurações dos elementos representativos, de acordo com o que vimos até aqui.

	Nome	Configuração do último nível	Nº de elétrons no último nível	Componentes
1	metais alcalinos	ns ¹	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2	metais alcalinoterrosos	ns ²	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
13	família do boro	ns ² np ¹	3	B, Al, Ga, In, Tl
14	família do carbono	ns ² np ²	4	C, Si, Ge, Sn, Pb
15	família do nitrogênio	ns ² np ³	5	N, P, As, Sb, Bi
16	calcogênios	ns ² np ⁴	6	O, S, Se, Te, Po
17	halogênios	ns ² np ⁵	7	F, Cl, Br, I, At
18	gases nobres	ns ² np ⁶	8	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

- $$\begin{aligned} &_{10}\text{Ne} - 1s^2 2s^2 2p^6 \\ &_{11}\text{Na} - \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6}_{[\text{Ne}]} 3s^1 \\ &_{11}\text{Na} = [\text{Ne}] 3s^1 \\ &_{17}\text{Cl} - \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5}_{[\text{Ne}]} \\ &_{17}\text{Cl} = [\text{Ne}] 3s^2 3p^5 \end{aligned}$$

Diagrama de um elemento químico com 34 elétrons, mostrando a configuração eletrônica e a distribuição dos elétrons nos orbitais.

O diagrama apresenta a seguinte configuração eletrônica:

- 1s²
- 2s² 2p⁶
- 3s² 3p⁶ 3d⁵
- 4s² 4p⁶ 4d⁵
- 5s² 5p⁶ 5d⁵

A distribuição dos elétrons nos orbitais é mostrada na seguinte forma:

- Orbitais 1s, 2s, 3s, 4s e 5s são representados por retângulos brancos.
- Orbitais 2p, 3p, 4p e 5p são representados por retângulos brancos.
- Orbitais 3d, 4d e 5d são representados por retângulos amarelos.
- Orbitais 4f e 5f são representados por retângulos brancos.

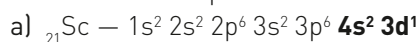
Os elétrons são distribuídos nos orbitais da seguinte forma:

- 1s: 2 elétrons
- 2s: 2 elétrons
- 2p: 6 elétrons
- 3s: 2 elétrons
- 3p: 6 elétrons
- 3d: 5 elétrons
- 4s: 2 elétrons
- 4p: 6 elétrons
- 4d: 5 elétrons
- 5s: 2 elétrons
- 5p: 6 elétrons
- 5d: 5 elétrons

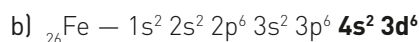
Os orbitais 4f e 5f não possuem elétrons.

203

Observe os exemplos:



subnível s da camada de valência: $4s^2 \Rightarrow 2$ elétrons
subnível d da penúltima camada: $3d^1 \Rightarrow 1$ elétron } família 3



subnível s da camada de valência: $4s^2 \Rightarrow 2$ elétrons
subnível d da penúltima camada: $3d^6 \Rightarrow 6$ elétrons } família 8

Localização na tabela periódica

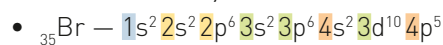
A distribuição eletrônica do átomo de qualquer elemento químico permite que determinemos a sua localização na tabela, assim como o bloco ao qual ele pertence e sua classificação como elemento representativo ou de transição. Essas relações estão caracterizadas na tabela a seguir.

Camadas de valência		Elementos representativos																																					
K..... 1	1s	1	H	2	He														1s ²																				
L..... 2	2s	3	Li	4	Be	5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne	2p																					
M..... 3	3s	11	Na	12	Mg	Elementos de transição externa													3p																				
N..... 4	4s	19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr	4p	
O..... 5	5s	37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe	5p	
P..... 6	6s	55	Cs	56	Ba	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn	6p			
Q..... 7	7s	87	Fr	88	Ra	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Cn	113	Nh	114	Fl	115	Mc	116	Lv	117	Ts	118	Og	7p			
		Elementos de transição interna																																					
P..... 6		57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu	4f							
Q..... 7		89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr	5f							

Banco de imagens/Arquivo da editora

A tabela periódica não precisa ser decorada. O importante é você entender como ela está organizada, para saber como consultá-la quando necessário.

Veja alguns exemplos de localização do elemento químico na tabela periódica utilizando a distribuição eletrônica:



camadas (níveis):

K = 2 **L** = 8 **M** = 18 **N** = 7

Características da distribuição eletrônica	Localização e classificação
4 camadas (K, L, M, N)	4º período
elétron de maior energia situado no subnível p ($4p^5$)	bloco p (elemento representativo)
7 elétrons na camada de valência ($4s^2 4p^5$)	família dos halogênios = 17

- ${}_{25}\text{Mn} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

$K = 1$ $L = 8$ $M = 13$ $N = 2$

Características da distribuição eletrônica	Localização e classificação
4 camadas (K, L, M, N)	4 ^a período
elétron de maior energia situado no subnível d (3d ⁵)	bloco d (elemento de transição externa)
2 elétrons em 4s ² 5 elétrons em 3d ⁵	família 7

Elementos essenciais para a saúde

De todos os elementos da tabela periódica, cerca de apenas 20 são essenciais para o bem-estar e a sobrevivência do corpo humano. Desses, quatro deles (oxigênio, carbono, hidrogênio e nitrogênio), que são elementos representativos do 1º e do 2º períodos da tabela periódica, compõem 96% da nossa massa corporal. E a maioria dos alimentos em nossa dieta diária fornece esses elementos para manter um corpo saudável. Tais elementos encontram-se nos carboidratos, nas gorduras e nas proteínas. A maior parte do hidrogênio e do oxigênio é encontrada na água, que constitui de 55% a 60% da nossa massa corporal.

Os macrominerais – Ca, P, K, Cl, S, Na e Mg – são elementos representativos situados no 3ª e no 4ª período da tabela periódica. Eles estão envolvidos na formação de ossos e dentes, na manutenção do coração e dos vasos sanguíneos, na contração muscular, nos impulsos nervosos, no equilíbrio ácido-base de fluidos corporais e na regulação do metabolismo celular. Os macrominerais estão presentes em quantidades menores do que os principais elementos, de modo que são necessárias menores quantidades em nossa dieta diária.

Os outros elementos essenciais, chamados microminerais, são, na sua maioria, elementos da transição do 4º período, juntamente com o silício (Si) do 3º período e do molibdênio (Mo) e do iodo (I) do 5º período. Eles estão presentes no corpo humano em quantidades muito pequenas, algumas com menos de 100 mg. Nos últimos anos, a detecção de quantidades tão pequenas tem sido aperfeiçoada, de modo que os pesquisadores vêm podendo identificar mais facilmente os papéis dos microminerais no organismo humano. Alguns microminerais, como o arsênio (As), o cromo (Cr) e o selênio (Se) são tóxicos em níveis elevados no organismo, mas mesmo assim são necessários em quantidades mínimas. Outros elementos, como o estanho (Sn) e o níquel (Ni), estão sendo estudados, mas seus papéis metabólicos ainda não foram determinados.

1																	18
1 H	2											13	14	15	16	17	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57+ La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	86 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89+ Ac	104 Db	105 Sg	106 Bh	107 Hs	108 Mt	109 Ds	110 Rg	111 Cn	112 Nh	113 Fl	114 Mc	115 Lv	116 Ts	117 Og	

- ☐ Principais elementos do corpo humano
- ☐ Microminerais
- ☐ Macrominerais

Classificação dos elementos

Outra maneira de classificar os elementos é agrupá-los, segundo suas propriedades físicas e químicas, em: metais, não metais e gases nobres.

Banco de imagens/Arquivo da editora

Metálicos

Não metálicos

Gases nobres

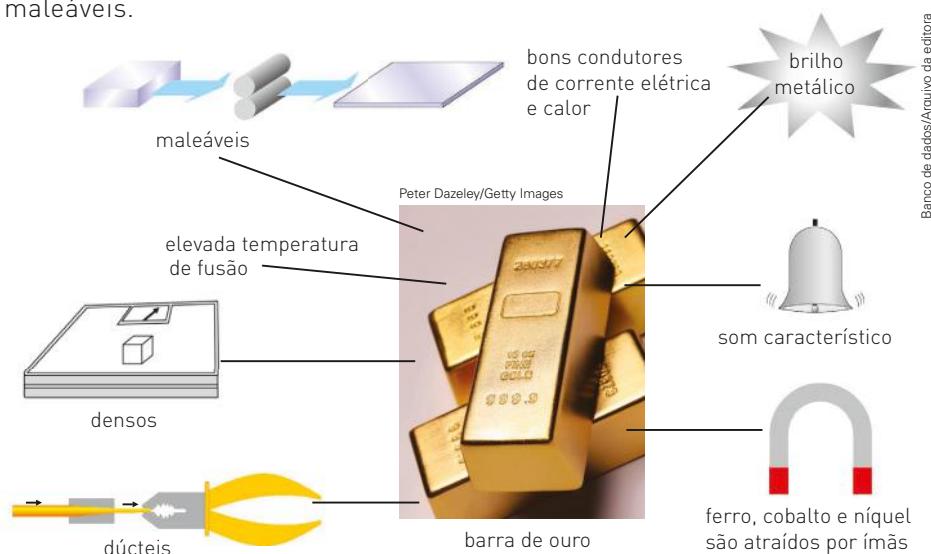
// Os elementos vizinhos à linha vermelha na tabela, com exceção do alumínio, por apresentarem propriedades intermediárias entre metais e não metais, são classificados por alguns autores como semimetais ou metaloides.

Propriedades dos elementos

Metais

Os metais apresentam alta temperatura de fusão, são bons condutores de eletricidade e calor, possuem brilho característico, são densos, dúcteis e maleáveis.

- Os metais alcalinos são macios (moles) e têm baixas temperaturas de fusão e de ebulição.
- O mercúrio é o único metal líquido à temperatura ambiente.



// Algumas características dos metais.

Ametais ou não metais

Os ametais apresentam baixa temperatura de fusão, são maus condutores de eletricidade e calor, são opacos e, quando sólidos, fragmentam-se.

O carbono, na forma de grafite, apesar de ser um ametal, é um bom condutor de eletricidade. Tanto na forma de grafite como na de diamante, apresenta elevadas temperaturas de fusão e de ebulição.



// Cristal e pó de enxofre.

Hidrogênio

O hidrogênio é um elemento químico que possui a propriedade de se combinar com metais e ametais. Nas condições ambientes, é um gás extremamente inflamável e tem um comportamento químico semelhante ao dos ametais.

Gases nobres

Como o próprio nome sugere, nas condições ambiente, os gases nobres apresentam-se no estado gasoso e sua principal característica química é a grande estabilidade, ou seja, possuem pequena capacidade de se combinar com outros elementos.

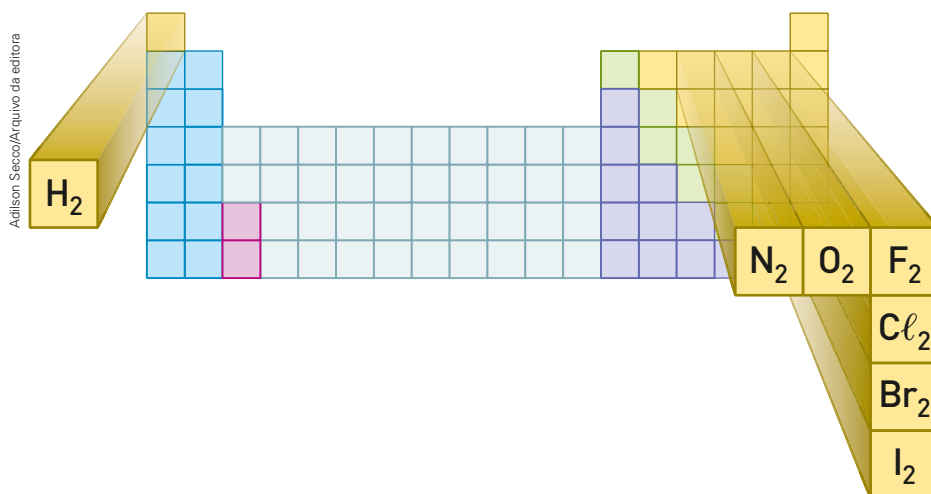
Estado físico dos elementos

A 25 °C e 1 atm, a maioria dos elementos encontra-se no estado sólido. Somente dois elementos estão no estado líquido nessas condições:

- metal = mercúrio (Hg), encontrado no estado líquido Hg (ℓ);
- ametal = bromo (Br), obtido na forma Br₂ (ℓ).

Já no estado gasoso, a 25 °C e a 1 atm, encontramos os seguintes elementos:

- hidrogênio (H), na forma H₂ (g);
- nitrogênio (N), na forma N₂ (g);
- oxigênio (O), na forma O₂ (g) e O₃ (g);
- flúor (F), obtido na forma F₂ (g);
- cloro (Cl), obtido na forma Cl₂ (g);
- gases nobres (He; Ne; Ar; Xe; Kr; Rn).



// Os elementos hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro, bromo e iodo são encontrados na natureza como moléculas diatômicas.

Ocorrência dos elementos

Oficialmente, até 2017 eram reconhecidos 118 elementos químicos, dos quais 88 são naturais (encontrados na natureza) e 30 artificiais (produzidos em laboratório); estes últimos podem ser classificados em:

- **cisurânicos** – apresentam número atômico inferior a 92, do elemento urânio, e são os seguintes: tecnécio (Tc), astato (At), frâncio (Fr) e promécio (Pm);
- **transurânicos** – apresentam número atômico superior a 92.

Reprodução/NASA Images



// O hidrogênio liquefeito é utilizado como combustível de foguetes.

James Jackson/Alamy/Other Images



// O argônio é um gás nobre e está presente nas lâmpadas de filamento.

Os riscos dos metais pesados

Os metais fazem parte da vida cotidiana do ser humano há mais de 6 mil anos. Dessa forma, suspeita-se que eles possam ser um dos primeiros agentes tóxicos conhecidos. Um exemplo da exposição humana a esses elementos pode ser dado por meio de textos do século I, que descrevem casos de envenenamento por arsênio no Império Romano. Ainda hoje, casos de intoxicação por metais aparecem com (grande) frequência nos meios de comunicação e, principalmente, em textos especializados.

Apesar disso, alguns metais são essenciais aos seres humanos.

O quadro abaixo relaciona os principais metais e a quantidade que deve ser ingerida diariamente.

Metais	Quantidade diária*
sódio	1,5 g
potássio	4,7 g
cálcio	1,3 g
ferro	10-15 mg
zinco	11 mg
cobre	0,6 mg
manganês	2,4 mg
molibdênio	45 µg

* A quantidade diária depende de vários fatores, como sexo, idade e estado de saúde do indivíduo. Os valores apresentados no quadro referem-se a um indivíduo adulto saudável, do sexo masculino.

A deficiência desses metais no organismo acarreta síndromes semelhantes às provocadas pela falta de vitaminas ou hormônios. Seu excesso também é prejudicial, causando um desequilíbrio funcional chamado intoxicação.

Alguns metais, quando encontrados em determinados ambientes e em certa quantidade, são considerados contaminantes. O contato constante com eles pode levar a sérios distúrbios e, em alguns casos, até à morte. Esses metais, de maneira cientificamente inexata, são denominados “metais pesados”.

Existe uma definição para metais pesados utilizada por alguns autores, que consideram que um metal pesado é aquele que apresenta uma massa específica superior a 5,0 g/cm³.

A eliminação desses metais pelo organismo é muito difícil e, por esse motivo, eles tendem a se acumular nos tecidos do corpo.

Uma das formas de prevenir a contaminação do ambiente por metais pesados consiste em controlar a emissão de resíduos produzidos pela atividade humana. Para prevenir a sua ação no corpo humano, existem leis que proíbem o consumo de alimentos possivelmente contaminados com esses metais.

O quadro a seguir mostra algumas características de certos metais pesados e o limite máximo permitido em um suco de frutas, determinado pela legislação brasileira.

Metais	Principais aplicações	Danos	Limite máximo permitido (LMP)
arsênio	metalurgia e fundição	aos sistemas respiratório, circulatório e nervoso	0,5 mg/mL
cádmio	soldas, baterias e pilhas	aos sistemas respiratório, excretor e digestório	0,01 mg/mL
estanho	eletrodeposição em chapas de aço e produção de ligas metálicas	aos sistemas nervoso e de defesa	250 mg/mL
crômio	corantes, produção de alguns tipos de aço e galvanoplastia	aos sistemas respiratório, excretor e digestório; potente agente carcinogênico	0,1 mg/mL
níquel	baterias, niquelagem de metais e refinarias	ao sistema respiratório	3 mg/mL

Chumbo

O chumbo já era utilizado pelos romanos para a fabricação de tubulações para o transporte de água e também na fabricação de copos e jarras, pela facilidade de manipulação.

Na década de 1970, adicionava-se à gasolina automotiva uma substância chamada chumbo tetraetila, com a finalidade de aumentar a potência do motor e diminuir o consumo. Esse procedimento liberou uma grande quantidade de chumbo na atmosfera. No Brasil, na década de 1990, o chumbo foi substituído pelo álcool anidro, trazendo um grande benefício para o meio ambiente.

Atualmente, a principal aplicação desse metal é na produção de baterias, tintas e corantes. A exposição ao chumbo acontece por meio da água, do ar e de alimentos produzidos em regiões industrializadas cujos resíduos são descartados no ambiente sem o devido tratamento.

A intoxicação por chumbo recebe o nome de saturnismo, uma referência ao planeta Saturno, que na alquimia era associado a esse elemento. Nos seres humanos, o chumbo afeta o sistema nervoso, a medula óssea e os rins. Nas mulheres grávidas, pode afetar o desenvolvimento do embrião.

Mercúrio

Dentre os vários acidentes com intoxicações por mercúrio, dois são muito conhecidos.

Uma indústria química que utilizava mercúrio como catalisador desde 1932 tinha como procedimento eliminar os resíduos do processamento industrial (efluentes) na baía de Minamata, no Japão. No ano de 1956, algumas pessoas que moravam na região e usavam como parte da alimentação peixes pescados nessa baía começaram a apresentar sintomas de intoxicação, aos quais seguia sua morte.

Em 2003, em um garimpo de extração de ouro no Pará, foram constatados altos índices de mercúrio no ambiente. Nesse local, o metal foi encontrado em alguns vegetais com uma concentração até 2400% acima do valor aceitável.



Walt Disney Pictures/Album/Latinstock

// O Chapeleiro Maluco, personagem do livro *Alice no país das maravilhas*, de Lewis Carroll, fazia referência aos trabalhadores ingleses da indústria de chapéu que se contaminaram com mercúrio e apresentaram distúrbios de comportamento. Personagem na adaptação para o cinema, dirigida por Tim Burton em 2010.

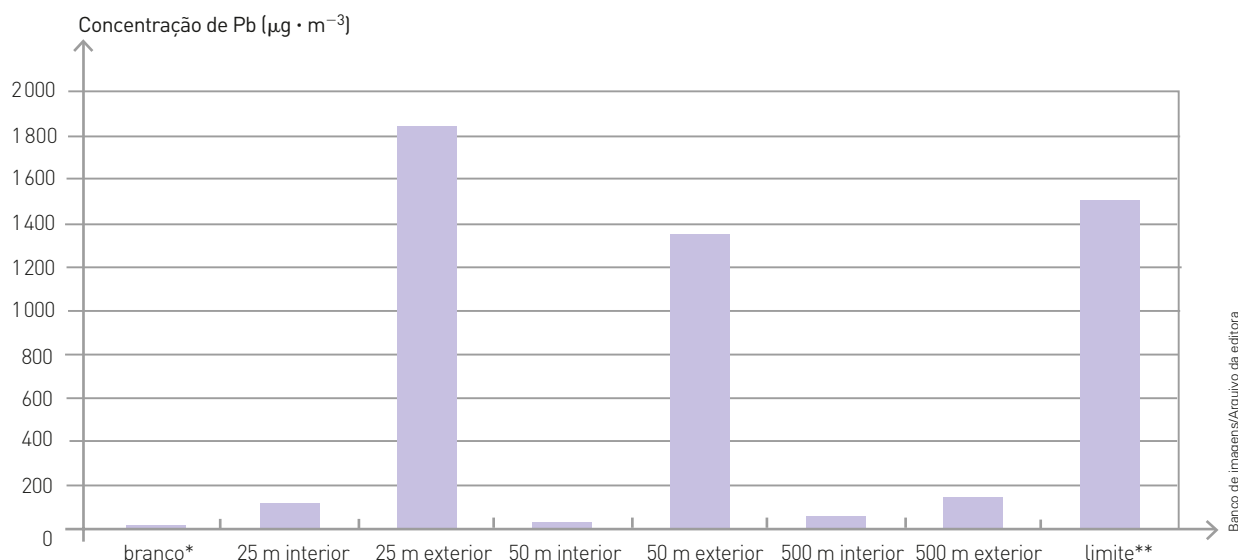
As principais formas desse contaminante encontradas na natureza são a metálica (Hg) e a orgânica, em substâncias como, por exemplo, o metilmercúrio. Este é produzido por meio de uma biotransformação bacteriana e se acumula em tecidos biológicos.

Os organismos aquáticos são os que mais sofrem com o mercúrio, e as espécies que estão no topo da cadeia alimentar, como o tubarão, apresentam uma maior taxa desse metal devido ao seu efeito acumulativo.

Os danos ao ser humano concentram-se principalmente nos sistemas nervoso, muscular, renal e, com menos frequência, no digestório.

Reflita

No Brasil, uma das fontes de contaminação por chumbo são as usinas reformadoras de baterias. No gráfico abaixo, aparecem dados obtidos por um grupo de pesquisadores que coletou e mediu a concentração de chumbo em poeira doméstica no interior e no exterior de residências que se localizavam ao redor de uma dessas empresas.



* Branco: uma amostra coletada em um local isento de indústrias, fábricas ou qualquer fonte estacionária de chumbo.

** Limite estabelecido pelos órgãos reguladores.

Cadernos de Saúde Pública, vol. 17, n. 3, Rio de Janeiro, maio/jun. 2001.

1. Analise o gráfico e responda às questões.
 - a) Qual é a relação entre a concentração de chumbo no exterior das residências com a distância da fonte de contaminação?
 - b) Em qual(is) situação(ões) a concentração de chumbo foi maior do que o limite?
 - c) Considerando uma mesma distância, proponha uma hipótese que explique a maior quantidade de chumbo no exterior em relação ao interior.
2. Vá a um supermercado, a uma loja que comercializa baterias de celulares ou mesmo na sua casa e leia os rótulos das baterias e pilhas. Identifique aquelas que apresentam em sua composição metais pesados. Qual é o destino adequado para o descarte desses materiais?
3. Pesquise na internet a resolução do Conama nº 401, de 4 de novembro de 2008. Com a orientação do professor, discuta seu conteúdo com seus colegas; em seguida, em grupos, elaborem uma campanha de esclarecimento na escola ou na sua comunidade sobre o descarte mais adequado desses materiais (metais pesados).

Fundamentando seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

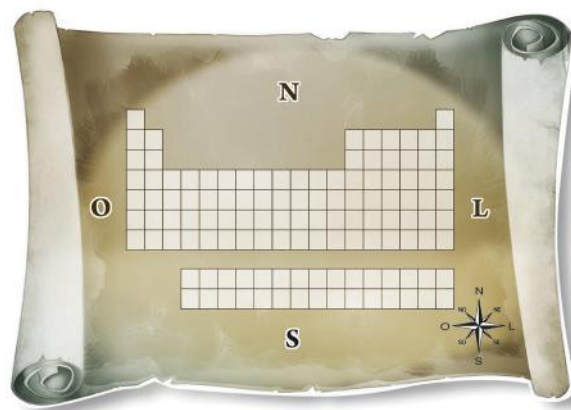
1. Associe o nome e o símbolo dos seguintes elementos químicos com a sua descrição.

Hidrogênio = H	Sódio = Na	Cálcio = Ca
Hélio = He	Alumínio = Al	Ferro = Fe
Oxigênio = O	Silício = Si	

a) Ca; b) Fe; c) He; d) H; e) Na; f) O; g) Al; h) Si

- a) Ele é fundamental para a formação de ossos e dentes. Obtemos esse elemento no leite e em seus derivados.
- b) É componente do minério chamado hematita, do qual o Brasil é um grande exportador. Muito usado na produção de veículos, pontes, estruturas metálicas. Também está presente no sangue, formando a hemoglobina.
- c) Seu nome em grego significa sol. É o primeiro elemento da família dos gases nobres, assim chamados porque dificilmente se combinam com outros elementos.
- d) Por ser o gás conhecido de menor densidade, foi usado durante certo tempo em dirigíveis. Foi substituído pelo gás hélio, pois podia produzir explosões.
- e) É encontrado em substâncias compostas, como o sal de cozinha, em alguns antiácidos e na soda cáustica. Também é utilizado na produção de lâmpadas, que emitem luz de cor amarela.
- f) O funcionamento do corpo humano depende da presença desse gás no ar que é inspirado. Nas reações de combustão, que ocorrem em sua presença, é chamado de comburent.
- g) É o metal mais abundante na Terra, muito usado na fabricação de painéis e esquadrias. Por ser relativamente leve e muito resistente a corrosão, é usado na fabricação de aviões e foguetes.
- h) Ocorre na natureza, sobretudo como componente da areia. É usado na produção de vidro, cimento, células solares ou fotoelétricas e circuitos eletrônicos.
2. Quais são as únicas letras de nosso alfabeto que não estão presentes em nenhum dos símbolos dos elementos presentes na tabela periódica?
"J" e "Q".

A figura abaixo representa a tabela periódica como se fosse um mapa em que as diversas regiões são ocupadas por elementos químicos. A rosa dos ventos mostra os pontos cardeais (Norte, Sul, Leste e Oeste) e também os colaterais.



Estúdio Ampla Arena/Arquivo da editora

Com base nessa ilustração, responda às questões 3 a 5.

3. Associe corretamente as duas colunas.

Elementos

(Lu) Lutécio
(Fr) Frâncio
(H) Hidrogênio
(He) Hélio

Posição geográfica

Nordeste (NE)
Noroeste (NO)
Sudeste (SE)
Sudoeste (SO)

4. Ao percorrer uma linha reta no sentido Norte-Sul (meridiano), atravessamos regiões cujos elementos apresentam propriedades químicas semelhantes ou diferentes? Justifique a sua resposta.
5. Deslocando-se ao longo de uma mesma linha (paralelo) horizontal no sentido Leste-Oeste, encontramos elementos com um número de camadas iguais ou diferentes? Justifique a sua resposta.
6. Faça as distribuições eletrônicas em subníveis e indique, na tabela periódica atual, a família e o período a que cada elemento pertence.
Números atômicos: Li = 3; Be = 4; Ne = 10; Na = 11; Mg = 12; Ar = 18.

Responda às questões **7 a 15** com base nas informações a seguir.

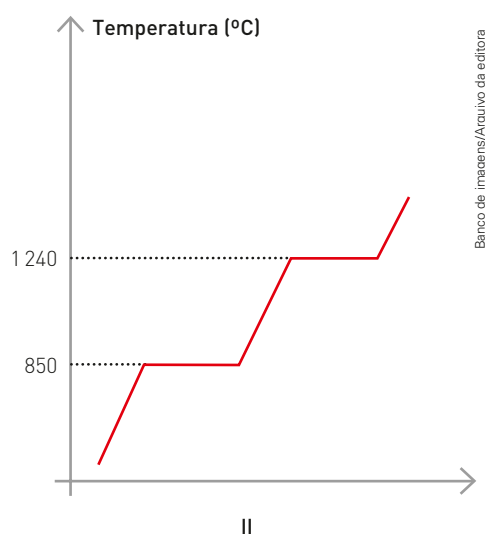
A representação abaixo corresponde à parte superior da tabela periódica, na qual as letras não correspondem aos verdadeiros símbolos dos elementos.

1																	18				
A	2											13	14	15	16	17	S				
													K	M	O	Q					
B	D	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	J		N		R					
	E	F					H						L		P		T				
C					G						I						U				

Grupo de imagens/Arquivo da editora

Banco de imagens/Arquivo da editora

7. Indique o calcogênio de maior número atômico.
8. Identifique o metal alcalino de menor número atômico.
9. Qual elemento apresenta a configuração $2s^2 2p^3$ na camada de valência?
10. Escreva a configuração eletrônica, em subníveis, da camada de valência do elemento E.
11. Qual elemento apresenta propriedades químicas semelhantes ao elemento P?
12. Indique o elemento de transição de menor número atômico.
13. Identifique o estado físico dos elementos D e T a 25°C e a 1 atm.
14. Quais são os números atômicos dos elementos R e C?
15. Associe os diagramas I e II com os elementos E e R.



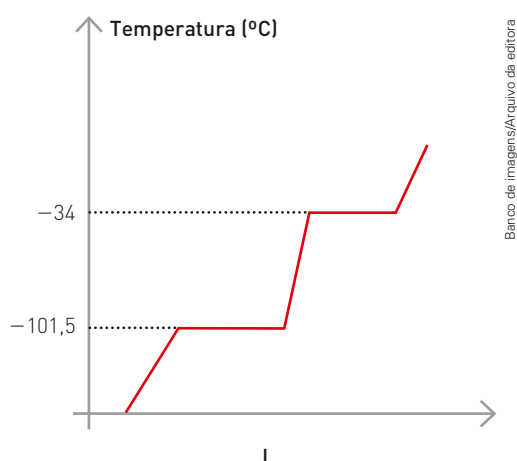
Banco de imagens/Arquivo da editora

16. (UEA-AM) Um professor de química desenvolveu com seus alunos uma atividade lúdica que consistia em encontrar símbolos de elementos químicos nos nomes dos estados brasileiros. Para o estado do Amazonas um dos alunos fez a seguinte combinação:

Am-az-O-Na-S

Além do metal amerício (Am), os demais elementos químicos encontrados na combinação são classificados, respectivamente, como

- a) metal, metal e não metal.
- b) não metal, não metal e metal.
- x c) não metal, metal e não metal.
- d) metal, não metal e não metal.
- e) não metal, não metal e não metal.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Desenvolvendo seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

1. (UTFPR) Na Tabela Periódica dos elementos, os mesmos estão organizados segundo:
 - a) a ordem crescente de energia de ionização.
 - b) a ordem crescente de massa atômica.
 - c) a ordem decrescente de caráter metálico.
 - d) a ordem crescente de raio atômico.
 - ☒ e) a ordem crescente de número atômico.
2. (CPS-SP) Leia o texto e observe a imagem para responder a questão.



Noventa e sete artistas uniram-se para produzir 118 imagens, referentes aos elementos químicos da Tabela Periódica, por xilogravura, linoleogravura, monotipia, gravura, litografia, serigrafia, ou qualquer combinação. O resultado final é uma Tabela Periódica destinada a promover a Ciência e as Artes.

Ellen Brooks criou uma imagem para representar um desses elementos. Ela reproduziu a imagem de uma lata de refrigerante, acreditando que, facilmente, esse elemento seria reconhecido.

O padrão do fundo são os modelos de Bohr, representando a distribuição eletrônica desse elemento, cujo símbolo também está presente na imagem.

Esse elemento é extraído da bauxita e é notável por sua leveza e capacidade de resistir à corrosão. Tem boa condutividade elétrica e térmica, grande flexibilidade e resistência à oxidação. É usado em muitas indústrias para fabricar uma grande variedade de produtos, como estruturas e ligas na indústria aeroespacial, no transporte e construção. É muito importante para a economia mundial.

(www.periodictableprints.com/table/)

Acesso em: 04.09.2014. Adaptado. Original colorido.)

A imagem produzida pela artista Ellen Brooks representa o elemento químico:

- a) antimônio.
 - b) arsênio.
 - c) ástato.
 - d) argônio.
 - ☒ e) alumínio.
3. (IFSP) O mineral mais explorado no Brasil é o minério de ferro bruto hematita (Fe_2O_3), a magnetita (Fe_3O_4), a limonita ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) e a siderita (FeCO_3). Os sulfetos de ferro, como é o caso da pirita (FeS_2), possuem grande importância econômica mundial porque são matérias-primas básicas do aço (liga) utilizado nas estruturas de indústrias, edifícios, hotéis, estádios, aeroportos, pontes e *shoppings*, além de inúmeros outros usos. Podemos dizer que nos minérios de ferro, além do elemento químico ferro tem os:
 - a) elementos químicos: oxigênio, hidrogênio, carbono e sódio.
 - b) elementos químicos: oxigênio, hidrogênio, cálcio e enxofre.
 - c) elementos químicos: oxigênio, hélio, carbono e enxofre.
 - d) elementos químicos: oxigênio, hidrogênio, cálcio e sódio.
 - ☒ e) elementos químicos: oxigênio, hidrogênio, carbono e enxofre.

4. Faça a associação correta:

I. Metais alcalinos	A. Grupo = 18
II. Metais alcalinoterrosos	B. Grupo = 17
III. Calcogênios	C. Grupo = 16
IV. Halogênios	D. Grupo = 15
V. Família do carbono	E. Grupo = 14
VI. Família do nitrogênio	F. Grupo = 1
VII. Gases nobres	G. Grupo = 2

5. Faça a associação entre as famílias e a configuração eletrônica das respectivas camadas de valência.

I. Metais alcalinos	A. $ns^2 np^5$
II. Metais alcalinoterrosos	B. $ns^2 np^6$
III. Família do carbono	C. $ns^2 np^2$
IV. Família do nitrogênio	D. $ns^2 np^4$
V. Calcogênios	E. ns^1
VI. Halogênios	F. $ns^2 np^3$
VII. Gases nobres	G. ns^2

6. Faça a associação seguinte:

- I. Metais alcalinos
- II. Metais alcalinoterrosos
- III. Calcogênios
- IV. Halogênios
- V. Família do carbono
- VI. Família do nitrogênio

VII. Gases nobres

- A. P; As; Sb.
- B. Si; Ge.
- C. He; Ne; Ar; Kr; Xe.
- D. Mg; Ca; Sr; Ba.
- E. Li; Na; K; Rb; Cs.
- F. O; S; Se; Te.
- G. F; Cl; Br; I.

7. Indique a família e o período dos seguintes elementos:



8. O elemento químico cujas propriedades químicas mais se aproximam daquelas apresentadas pelo nitrogênio ($Z = 7$) será o elemento com número atômico:

- a) 13.
- b) 14.
- ☒ c) 15.
- d) 16.
- e) 17.

9. Determine Z e A do gás nobre pertencente ao 4º período da tabela periódica, sabendo que ele apresenta 47 nêutrons.

10. (PUC-RJ) Um elemento químico, representativo, cujos átomos possuem, em seu último nível, a configuração eletrônica $4s^2 4p^3$ está localizado na tabela periódica dos elementos nos seguintes grupo e período, respectivamente:

- a) IIB e 3ª.
- b) IIIA e 4ª.
- c) IVA e 3ª.
- d) IVB e 5ª.
- ☒ e) VA e 4ª.

11. (IFCE) Observe a distribuição eletrônica dos elementos químicos A, B, C, D e E.

- A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.
- B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$.
- C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
- D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Sobre os elementos supracitados, é **correto** afirmar-se que

- a) E é um halogênio.
- b) A é um metal de transição.
- c) C é um calcogênio.
- d) D é um metal alcalinoterroso.
- ☒ e) B e D são metais alcalinos.

12. (PUC-RJ) A tabela periódica dos elementos é uma base de dados que possibilita prever o comportamento, as propriedades e características dos elementos químicos.

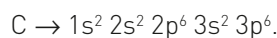
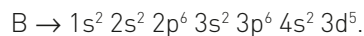
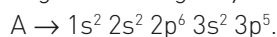
Com as informações que podem ser obtidas da tabela periódica, relacione os elementos apresentados na coluna da esquerda com a informação da coluna à direita que indica a respectiva distribuição dos elétrons nos subníveis do último nível de energia ocupado no estado fundamental.

Elemento químico	Configuração no último nível
I. Bromo	
II. Estanho	X. s^2
III. Polônio	Y. $s^2 p^4$
IV. Rádío	Z. $s^2 p^2$

Estão corretas as associações:

- a) I – X, II – Y e III – Z.
- b) I – X, II – Z e III – Y.
- c) I – Z, II – X e IV – Y.
- ☒ d) II – Z, III – Y e IV – X.
- e) II – Y, III – Z e IV – X.

13. (Udesc) Os elementos químicos A, B e C apresentam para seu átomo, no estado fundamental, a seguinte configuração eletrônica:



De acordo com as configurações eletrônicas desses três elementos químicos, é **correto** classificá-los, respectivamente, como:

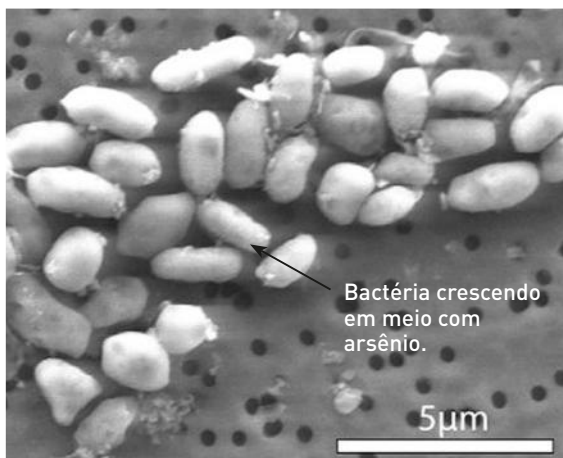
- ☒ a) halogênio, metal de transição e gás nobre.
- b) metal alcalinoterroso, metal de transição e gás nobre.
- c) halogênio, halogênio e gás nobre.
- d) halogênio, metal de transição e halogênio.
- e) halogênio, halogênio e calcogênio.

14. Indique o nome, o símbolo, a família e o período dos seguintes elementos:

X: [Ar] 4s¹.

Y: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵.

15. Todos os organismos conhecidos são totalmente dependentes de seis elementos químicos: carbono, hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, enxofre e fósforo. Porém, a estação espacial americana (NASA) anunciou recentemente (dez/2010) a descoberta de uma bactéria diferente de tudo que se conhece até hoje. A bactéria (família *Halomonadaceae*), encontrada no hipersalino e tóxico lago Mono na Califórnia, tem a capacidade de utilizar um elemento que não deveria fazer parte da química da vida: o arsênio.



Fonte: <www.nasa.gov/topics/universe/features/astrobiology_toxic_chemical.html>. Acesso em: 10 ago. 2017.

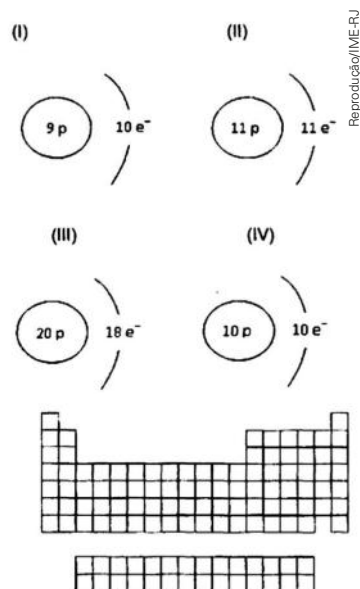
Para a maioria dos organismos, esse elemento é extremamente tóxico, mas não para essa bactéria, que é capaz de utilizá-lo para construção de suas próprias moléculas biológicas, como

DNA, RNA, ATP e outras. O arsênio substitui um dos elementos citados anteriormente.

Assinale a alternativa que contém esse elemento (Dados: ₆C, ₁H, ₈O, ₁₆S, ₁₅P e ₃₃As).

- a) Carbono
b) Hidrogênio
c) Oxigênio
d) Enxofre
x e) Fósforo

16. (IME-RJ) Considere as espécies de (I) a (IV) e o arcabouço da Tabela Periódica representados a seguir. Assinale a alternativa correta.



- a) A espécie (II) é um gás nobre.
b) A camada de valência da espécie (I) pode ser representada por: ns² np⁵.
x c) A camada de valência da espécie (III) pode ser representada por: ns² np⁶.
d) A espécie (IV) é um metal eletricamente neutro.
e) As espécies (I) e (III) são cátions.

Desafiando seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

1. (Unicamp-SP) Na década de 1970, a imprensa veiculava uma propaganda sobre um fertilizante que dizia “contém N, P, K, mais enxofre.” Pode-se afirmar que o fertilizante em questão continha em sua formulação, respectivamente, os elementos químicos:

- x a) nitrogênio, fósforo, potássio e enxofre, cujo símbolo é S.
b) níquel, potássio, criptônio e enxofre, cujo símbolo é Ex.
c) nitrogênio, fósforo, potássio e enxofre, cujo símbolo é Ex.
d) níquel, potássio, cálcio e enxofre, cujo símbolo é S.

2. (IFCE) A tabela periódica é uma ferramenta muito útil para os químicos, embora ela tenha sido pensada a mais de um século atrás. Sobre a organização sistemática dos elementos, é **verdadeiro** afirmar-se que:

- a) os elementos de um mesmo grupo apresentam propriedades químicas semelhantes, no entanto o número de elétrons na camada de valência de átomos de um mesmo grupo sempre sofre variação.
- b) os metais são elementos apresentados em todas as colunas da tabela periódica.
- c) todos os gases nobres estão descritos em um único período na tabela periódica.
- ☒ d) a tabela periódica atual ordena os elementos em ordem crescente de número atômico.
- e) o raio atômico é a propriedade periódica que indica que, quanto mais elétrons presentes no átomo, maior ele será.

3. (PUC-RS) A Tabela Periódica contém todos os elementos químicos já descobertos, os quais estão organizados em função de sua estrutura e propriedades. Em relação aos elementos químicos, é correto afirmar que:

- a) o mais leve da Tabela Periódica é um gás nobre.
- b) o mais abundante na atmosfera terrestre é um calcogênio.
- ☒ c) o mais abundante do Universo está localizado no primeiro período.
- d) o que constitui o diamante está localizado no mesmo grupo do enxofre.
- e) o mais abundante da crosta terrestre está localizado no terceiro período.

4. (Uerj) Em uma das primeiras classificações periódicas, os elementos químicos eram organizados em grupos de três, denominados tríades. Os elementos de cada tríade apresentam propriedades químicas semelhantes, e a massa atômica do elemento central equivale aproximadamente à média aritmética das massas atômicas dos outros dois. Observe as tríades a seguir:

Li	Cl	S
Na	Br	X
K	I	Te

Com base nos critérios desta classificação, a letra X corresponde ao seguinte elemento químico:

- a) O.
- b) As.
- ☒ c) Se.
- d) Po.

5. (UFPB) Dentre os diversos elementos da tabela periódica, existem aqueles que possuem átomos radioativos ($^{131}_{53}\text{I}$, $^{59}_{26}\text{Fe}$, $^{32}_{15}\text{P}$, $^{99}_{43}\text{Tc}$, $^{24}_{11}\text{Na}$) muito utilizados na medicina, tanto para o diagnóstico quanto para o tratamento de doenças, como o câncer. Ainda sobre esses átomos, é correto afirmar:

- a) O iodo é um calcogênio.
- b) O sódio é um metal alcalinoterroso.
- c) O ferro e o fósforo são elementos de transição.
- ☒ d) O fósforo é um ametal.
- e) O tecnécio é um elemento representativo.

6. (UFPR) A respeito da distribuição eletrônica e da tabela periódica, considere as seguintes afirmativas:

1. O elemento com configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ pertence à família 15 da tabela periódica.
2. O elemento químico magnésio ($Z = 12$) pertence ao terceiro período da tabela periódica.
3. O cátion trivalente do alumínio ($Z = 13$) possui configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
4. O ânion bivalente do enxofre ($Z = 16$) possui configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Indique a alternativa correta.

- a) somente a afirmativa 4 é verdadeira.
- b) somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
- c) somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- d) somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
- ☒ e) somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.

7. (Cefet-SC) Mercúrio (Hg), chumbo (Pb) e cádmio (Cd), entre outros, são muito densos: são chamados de metais pesados. Formam compostos solúveis na água e podem ser absorvidos pelo organismo. No organismo, eles se depositam em vários órgãos, como o cérebro, a medula, o fígado e os rins. A partir de certa concentração, podem causar danos à saúde e até levar a pessoa contaminada à morte.

Usando uma tabela periódica, indique a alternativa verdadeira:

- a) Os elementos chumbo e mercúrio apresentam seis camadas eletrônicas.
- ☒ b) Mercúrio, chumbo e cádmio são classificados como metais de transição.

- c) Segundo a tabela periódica, o chumbo possui 82 nêutrons.
- d) O mercúrio é encontrado na tabela periódica no grupo dos gases nobres.
- e) Mercúrio, chumbo e cádmio são classificados como metais e, na temperatura ambiente, são encontrados no estado sólido.

8. (UFPR) Considera-se que quatorze elementos químicos metálicos são essenciais para o correto funcionamento do organismo, portanto indispensáveis para manter a saúde. Os referidos elementos estão listados na tabela a seguir.

Metal	Símbolo	Número atômico
Sódio	Na	11
Magnésio	Mg	12
Potássio	K	19
Cálcio	Ca	20
Vanádio	V	23
Crômio	Cr	24
Manganês	Mn	25
Ferro	Fe	26
Cobalto	Co	27
Níquel	Ni	28
Cobre	Cu	29
Zinco	Zn	30
Molibdênio	Mo	42
Estanho	Sn	50

Com base na distribuição eletrônica dos átomos desses metais no estado fundamental, indique a alternativa correta.

- a) K, Ca, V, Cr, Mn, Fe, Co e Ni são elementos que apresentam o elétron mais energético em subnível d e são, por isso, conhecidos como metais de transição.
- x b) Mg e Ca pertencem ao mesmo grupo ou família da tabela periódica.
- c) A camada de valência de K possui a configuração $3s^2 3p^6 3d^1$.
- d) Mo e Sn possuem elétrons em subnível f.
- e) Todos os elementos citados possuem subníveis preenchidos parcialmente.

9. (Uespi) Os cloratos são agentes oxidantes úteis. O clorato de potássio, $KClO_3$, por exemplo, é usado como fonte de oxigênio em fogos de artifício e em fósforos.

Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula anterior, pertencem às famílias dos:

- a) alcalinoterrosos, halogênios e calcogênios.
- b) alcalinos, calcogênios e halogênios.
- c) calcogênios, halogênios e alcalinoterrosos.
- x d) alcalinos, halogênios e calcogênios.
- e) alcalinos, gases nobres e calcogênios.
10. (Udesc) Os elementos X e Y apresentam as seguintes configurações eletrônicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, respectivamente. Assinale a alternativa que apresenta o período e a família em que se encontram estes elementos.
- a) Os elementos X e Y pertencem à quarta família: o elemento X pertence ao período 0 (zero), e o elemento Y pertence ao período 1A.
- b) Os elementos X e Y pertencem à mesma família e ao mesmo período.
- x c) Os elementos X e Y pertencem ao quarto período; o elemento X é um gás nobre, e o elemento Y pertence à família dos metais alcalinos.
- d) Os elementos X e Y pertencem aos períodos terceiro e primeiro, respectivamente. Quanto à família, os dois elementos pertencem à família IVA.
- e) Os elementos X e Y pertencem aos períodos sexto e primeiro, respectivamente, sendo estes elementos gases nobres.

11. (UFPB)

Atividade física intensa e prolongada de um atleta provoca perdas de sais minerais que são importantes para o equilíbrio orgânico (equilíbrio hidroeletrolítico). Substâncias minerais como sódio, potássio, magnésio, cálcio, entre outras, regulam a maioria das funções de contração muscular.

Disponível em: <www.saudenainternet.com.br/portal_saude/bebidas-isotonicas-e-sua-finalidade.php>. Acesso em: 5 jul. 2010.

(Adaptado)

Considerando as substâncias citadas, identifique as afirmativas corretas:

- I. Sódio e magnésio são metais de transição.
- x II. Potássio e cálcio são elementos representativos.
- x III. O cátion sódio tem configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre.
- x IV. Sódio e magnésio pertencem a um mesmo período da classificação periódica.
- x V. Magnésio e cálcio pertencem a um mesmo grupo da classificação periódica.

12. [EsPCEX-SP/Aman-RJ] Munições traçantes são aquelas que possuem um projétil especial, contendo uma carga pirotécnica em sua retaguarda. Essa carga pirotécnica, após o tiro, é ignificada, gerando um traço de luz colorido, permitindo a visualização de tiros noturnos a olho nu. Essa carga pirotécnica é uma mistura química que pode possuir, dentre vários ingredientes, sais cujos íons emitem radiação de cor característica associada ao traço luminoso.

Um tipo de munição traçante usada por um exército possui na sua composição química uma determinada substância, cuja espécie química ocasiona um traço de cor correspondente bastante característico.

Com relação à espécie química componente da munição desse *exército* sabe-se:

- A representação do elemento químico do átomo da espécie responsável pela coloração pertence à família dos metais alcalinoterrosos da tabela periódica.
- O átomo da espécie responsável pela coloração do traço possui massa de 137 u e número de nêutrons 81. Sabe-se também que uma das espécies apresentadas na tabela do item III (que mostra a relação de cor emitida característica conforme a espécie química e sua distribuição eletrônica) é a responsável pela cor do traço da munição desse *exército*.
- Tabela com espécies químicas, suas distribuições eletrônicas e colorações características:

Sal	Espécie química	Distribuição eletrônica da espécie química no estado fundamental	Coloração característica
Cloreto de cálcio	Cálcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	vermelho-alaranjada
Cloreto de bário	Bário	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	verde
Nitrato de estrôncio	Estrôncio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	vermelha
Cloreto de cobre (II)	Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	azul
Nitrato de magnésio	Magnésio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	branca

Considerando os dados contidos, nos itens I e II, atrelados às informações da tabela do item III, a munição traçante, descrita acima, empregada por esse *exército* possui traço de coloração:

- a) vermelho-alaranjada. c) vermelha. e) branca.
 x b) verde. d) azul.

13. [Unirio-RJ]

Única entre as cem lagoas do Estado do Rio de Janeiro a ser artificial, a que existe no parque paleontológico é uma das principais atrações do lugar, mas sofre com lixo e animais pastando sobre suas margens, sem falar na contaminação da água por coliformes fecais (bactérias das fezes). (...) Como consequência da exploração do calcário na região, a água da lagoa também apresenta contaminação por metais pesados. (...)

Uma análise (...) constatou a presença de metais como cádmio, chumbo e alumínio, ainda em níveis toleráveis.

Folha de S.Paulo. 2015.

Considerando o calcário como sendo constituído basicamente por carbonato de cálcio, a alternativa que apresenta o único elemento de transição citado é:

Dado: números atômicos: C = 6; Ca = 20; Cd = 48; Pb = 82 e Al = 13.

- a) C. x c) Cd. e) Al.
 b) Ca. d) Pb.

14. (UEPG-PR) Sabendo-se que os elementos químicos I e II apresentam as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:

I. $4s^2 4p^3$.

II. $3s^2$.

Assinale o que for correto:

01) O elemento II é um metal alcalino.

02) O elemento II possui número atômico igual a 12.

04) O elemento I é um não metal.

08) O elemento I pertence à família 5A e ao quarto período.

02, 04 e 08.

15. (Uerj) Um átomo do elemento químico X, usado como corante para vidros, possui número de massa igual a 79 e número de nêutrons igual a 45. Considere um elemento Y, que possua propriedades químicas semelhantes ao elemento X.

Na tabela de classificação periódica, o elemento Y estará localizado no seguinte grupo:

a) 7.

b) 9.

c) 15.

x d) 16.

16. (UEL-PR) Considere o texto a seguir:

“Os átomos de cloro, bromo e iodo têm o mesmo número de X na camada de valência e por isso possuem propriedades Y.

Todavia não apresentam mesma aparência.

À temperatura ambiente e sob pressão de 1 atm, cloro é um gás verde-amarelo, bromo é um Z vermelho-escuro e iodo, um sólido violeta.”

Completa-se corretamente o texto, substituindo-se X, Y e Z, respectivamente, por:

a) prótons, diferentes e gás.

d) prótons, semelhantes e gás.

b) elétrons, diferentes e líquido.

e) elétrons, semelhantes e gás.

x c) elétrons, semelhantes e líquido.

17. (Uerj) Utilize as informações abaixo para responder à questão a seguir.

O rompimento da barragem de contenção de uma mineradora em Mariana (MG) acarretou o derramamento de lama contendo resíduos poluentes no rio Doce.

Esses resíduos foram gerados na obtenção de um minério composto pelo metal de menor número atômico do grupo 8 da tabela de classificação periódica.

A lama levou 16 dias para atingir o mar, situado a 600 km do local do acidente, deixando um rastro de destruição nesse percurso.

Caso alcance o arquipélago de Abrolhos, os recifes de coral dessa região ficarão ameaçados.

O metal que apresenta as características químicas descritas no texto é denominado:

x a) ferro.

b) zinco.

c) sódio.

d) níquel.

18. (Fuvest-SP) Observe a posição do elemento químico ródio (Rh) na tabela periódica.

	1																	18
1	H	2											13	14	15	16	17	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Reprodução/Fuvest, 2014.

Reprodução/Fuvest, 2014.

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

a) Possui massa atômica menor que a do cobalto (Co).
b) Apresenta reatividade semelhante à do estrôncio (Sr), característica do 5º período.
c) É um elemento não metálico.
d) É uma substância gasosa à temperatura ambiente.
e) É uma substância boa condutora de eletricidade.

Welcome to the International Union of Pure and Applied Chemistry Discovery and Assignment of Elements with Atomic Numbers 113, 115, 117 and 118 IUPAC announces the verification of the discoveries of four new chemical elements: The 7th period of the periodic table of elements is complete.

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016.
Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry

- a) naturais e de peso atômico elevado.
 ✗ b) artificiais e altamente radioativos.
 c) isoeletrônicos e isótopos entre si.
 d) estáveis com semelhança no tempo de vida.

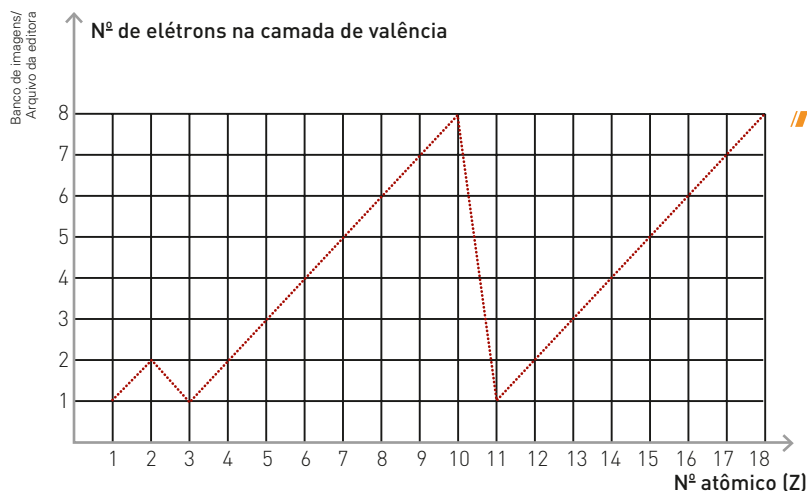
Em relação a esse elemento químico, e utilizando a porção da tabela periódica da figura, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o nome do elemento químico com uma camada eletrônica a menos e o nome do elemento químico com um elétron a mais na camada de valência.

- a) Germânio e fósforo. c) Alumínio e fósforo. **x** e) Carbono e fósforo.
b) Germânio e alumínio. d) Carbono e alumínio.

Propriedades periódicas

A tabela periódica permite relacionar a distribuição eletrônica dos elementos com suas propriedades físicas e químicas. Essas propriedades podem ser classificadas em **periódicas** ou **aperiódicas**.

As **propriedades periódicas** são aquelas que, à medida que o número atômico aumenta, assumem valores semelhantes para intervalos regulares, isto é, repetem-se periodicamente.

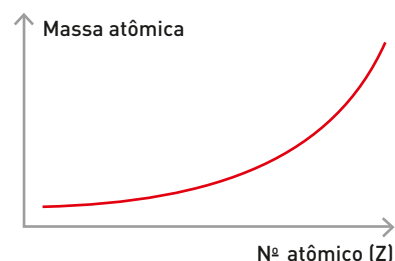


// O número de elétrons na camada de valência, uma propriedade periódica, varia entre 1 e 8 em cada período.

As **propriedades aperiódicas** são aquelas cujos valores variam (crescem ou decrescem) à medida que o número atômico aumenta, não se repetindo em períodos determinados ou regulares.

Por exemplo: a **massa atômica** de um elemento sempre aumenta de acordo com o número atômico desse elemento, assim como o calor específico, a dureza, o índice de refração, etc.

Neste capítulo, iremos enfatizar as **propriedades periódicas**: raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica (ou eletroafinidade), eletronegatividade, eletropositividade (ou caráter metálico), reatividade e as propriedades físicas.



// A massa atômica, uma propriedade periódica, aumenta constantemente com o aumento do número atômico.

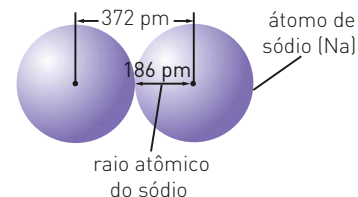
Raio atômico: o tamanho do átomo

O tamanho do átomo é uma característica difícil de ser determinada, pois sua eletrosfera não tem fronteira definida. Uma das maneiras mais comuns de determinar o raio atômico é considerar os átomos como esferas que se tocam quando unidas.

De modo geral, para compararmos o tamanho dos átomos, devemos levar em conta dois fatores:

- 1) o número de níveis (camadas);
- 2) o número de prótons (carga nuclear).

Veja como esses fatores influenciam no tamanho dos átomos em uma mesma família e em um mesmo período.



// A distância entre dois átomos de sódio (Na), em um pedaço de sódio metálico, é 372 pm. Assim, o raio atômico do sódio é 186 pm. Sendo $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$.

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Na mesma família

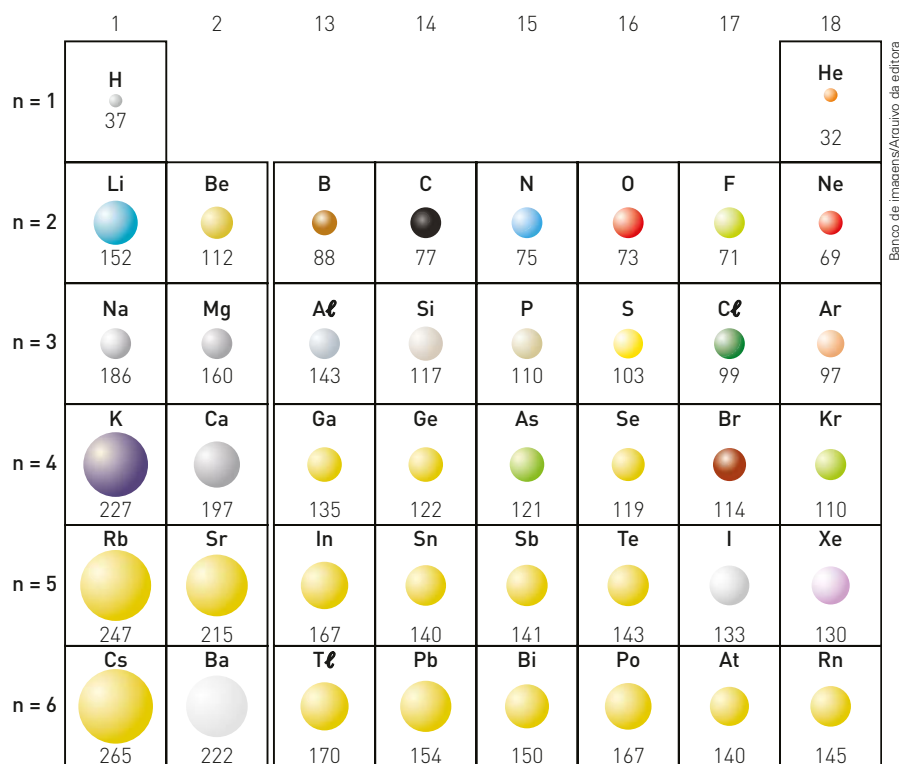
Em uma mesma família, o tamanho do átomo tende a aumentar à medida que aumenta o número de níveis (camadas).

No mesmo período

Em um mesmo período, os átomos apresentam o mesmo número de níveis, porém, à medida que aumenta o número de prótons (carga nuclear), aumenta também a atração sobre os elétrons. Por esse motivo, geralmente ocorre uma diminuição no tamanho dos átomos.

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

CORES FANTASIA

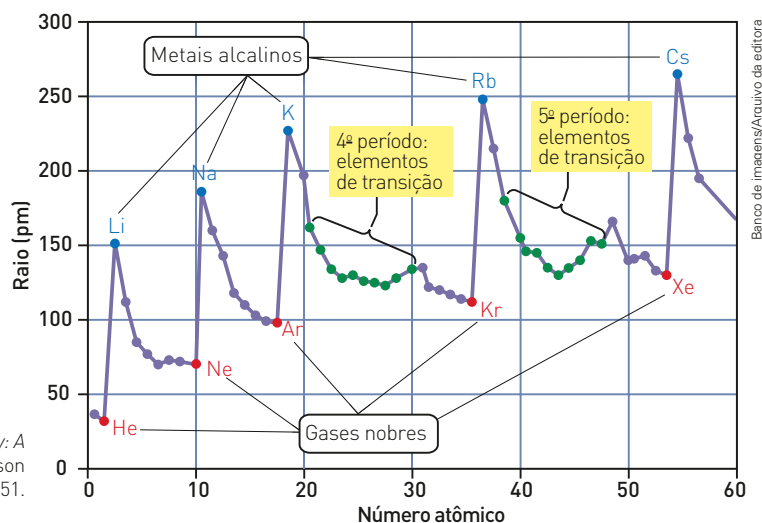


Banco de imagens/Arquivo da editora

Fonte: Gilbert, Thomas et al.
Chemistry: The science in context.
2. ed. New York: W. W. Norton
& Co., 2009. p. 337.

// Escala comparativa dos raios atômicos e sua variação nos períodos e nas famílias, em picômetros.

A ilustração a seguir apresenta graficamente os valores do raio atômico em função do número atômico para os primeiros 57 elementos da tabela periódica.

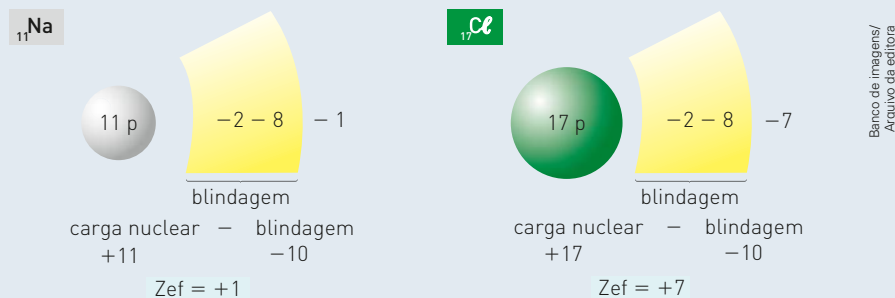


Banco de imagens/Arquivo da editora

[illegible]

Outra maneira de entender a variação do raio atômico em um período

Veja os exemplos:



A atração real sobre os elétrons de valência corresponde à carga de 7 prótons (+7).

Assim, podemos perceber que, como a carga efetiva do cloro ($Z_{ef} = +7$) é maior que a do sódio ($Z_{ef} = +1$), a atração sobre os elétrons de valência do cloro é maior e, portanto, o seu raio é menor.

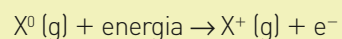
Maior $Z_{ef} \Rightarrow$ maior atração $\Rightarrow$ menor raio

Energia (ou potencial) de ionização

Energia (ou potencial) de ionização: energia mínima necessária (ou o potencial mínimo necessário) para remover um elétron de um átomo na fase gasosa e isolado, em seu estado fundamental.

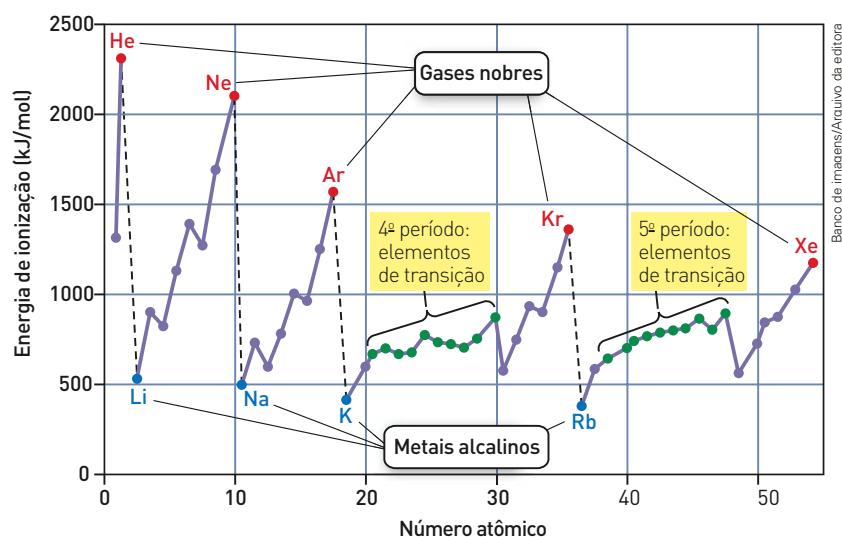
Para remover elétrons, devemos fornecer uma quantidade de energia suficiente para vencer a atração que as cargas positivas do núcleo exercem sobre os elétrons.

Assim, podemos equacionar genericamente:

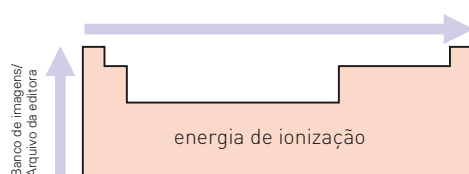


A remoção do primeiro elétron, que é o mais afastado do núcleo, requer uma quantidade de energia denominada primeira energia de ionização (1ª E.I.).

O gráfico a seguir nos mostra os valores da primeira energia de ionização.



Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 359.



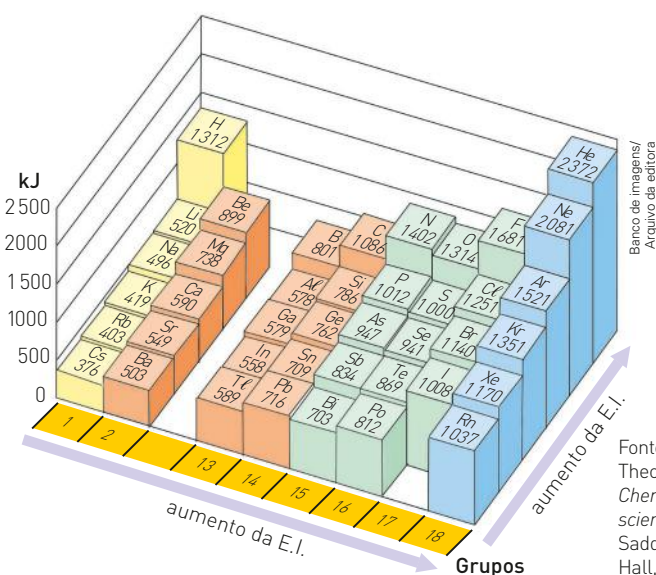
// Variação da energia de ionização na tabela periódica: em uma mesma família, a E.I. aumenta de baixo para cima e, em um mesmo período, da esquerda para a direita.

De maneira geral, podemos relacionar a energia de ionização com o tamanho do átomo, pois quanto maior o raio atômico, mais fácil será remover o elétron mais afastado (ou externo), visto que, nesse caso, a força de atração núcleo-elétrons será menor.

Assim:

Quanto maior o tamanho do átomo, menor será a primeira energia de ionização.

// Representação dos valores da 1ª E.I. de alguns átomos. Esses valores – obtidos experimentalmente – encontram-se expressos em quilojoules (kJ), mas também podem ser expressos em elétron-volts (eV).

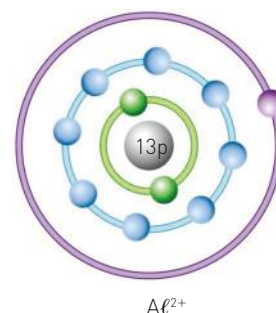
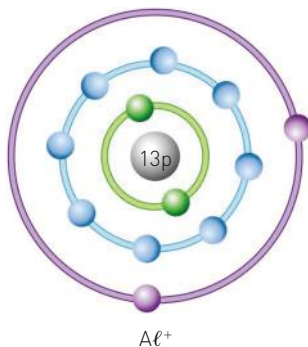
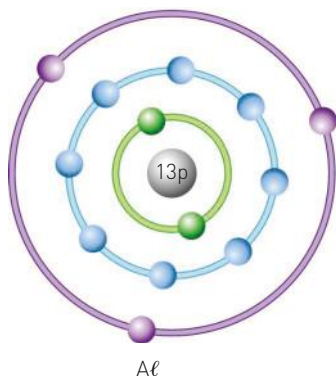


Fonte: Brown, Theodore R. et al. *Chemistry: the central science*. 7. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1997. p. 231.

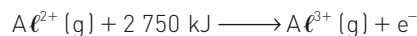
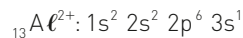
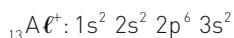
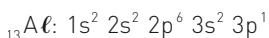
Fornecendo mais energia, podemos retirar o segundo elétron do átomo (2ª E.I.), o terceiro (3ª E.I.), e assim sucessivamente, de acordo com o número de elétrons do átomo.

A cada elétron retirado, é necessária uma energia maior para retirar o próximo. Por exemplo, a energia necessária para a remoção do segundo elétron (2ª E.I.) de um mesmo átomo é sempre maior que a 1ª E.I., pois o raio diminui quando se retira o primeiro elétron e o mesmo número de prótons estará atraindo um número menor de elétrons. Com isso, a atração do núcleo sobre os demais elétrons aumenta, provocando um aumento na energia de ionização.

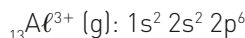
Esse fato fica mais claro ao compararmos as energias de ionização do átomo de alumínio (Al: Z = 13), por exemplo.



Ilustrações: Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

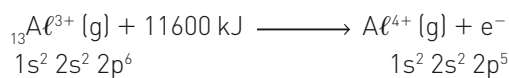


Após a retirada de todos os elétrons do nível de valência, o íon formado (Al³⁺) apresenta uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre (grande estabilidade).



Assim, a retirada do próximo elétron exige uma quantidade de energia muito maior.

Nesse caso, temos:



Veja na tabela a seguir os valores das energias de ionização, determinadas experimentalmente, de alguns elementos.

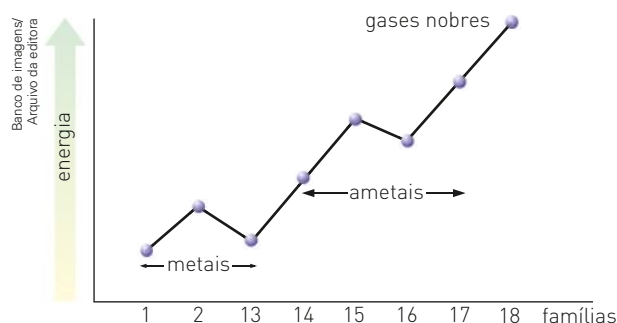
Elemento	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.	5ª E.I.	6ª E.I.	7ª E.I.
Na	496	4560					
Mg	738	1450	7730				
Al	578	1820	2750	11600			
Si	786	1580	3230	4360	16100		
P	1012	1900	2910	4960	6270	22200	
S	1000	2250	3360	4560	7010	8500	27100
Cl	1251	2300	3820	5160	6540	9460	11000
Ar	1521	2670	3930	5770	7240	8780	12000

Elétrons internos à
camada de valência



Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 363.

Se considerarmos a classificação dos elementos em metais, ametais e gases nobres, verificamos que os metais são os elementos que perdem elétrons com mais facilidade, isto é, têm baixa energia de ionização. Os elementos que apresentam mais alta energia de ionização são os gases nobres.

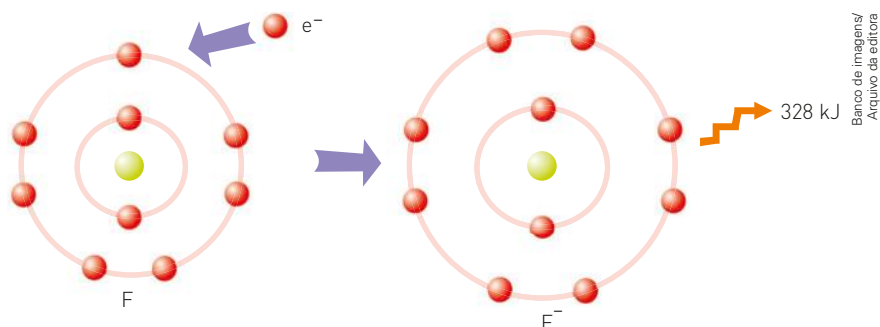


A 1ª E.I. varia da seguinte maneira:

metal < ametal < gás nobre

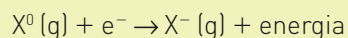
Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

Certos átomos podem capturar elétrons e originar íons com carga negativa. Quando um elétron é adicionado a um átomo ocorre liberação de energia. Essa energia está relacionada ao grau de afinidade (atração) do átomo pelo elétron adicionado, e determina a propriedade periódica denominada eletroafinidade ou afinidade eletrônica.

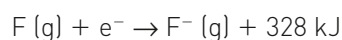


// A adição de um elétron ao átomo de flúor libera 328 kJ de energia.

A equação a seguir representa o fenômeno da eletroafinidade para um átomo genérico X:



Para o flúor, temos:



Eletroafinidade: energia liberada quando um átomo isolado, no estado gasoso, “captura” um elétron.

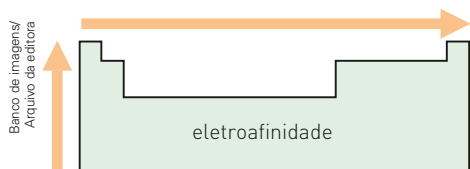
A medida experimental da afinidade eletrônica é muito difícil e, por isso, seus valores são conhecidos somente para alguns elementos.

Veja no quadro ao lado alguns valores conhecidos de eletroafinidade, medidos no estado gasoso, para um átomo isolado e no estado fundamental.

A partir deles, podemos fazer generalizações:

Em uma família ou em um período, quanto menor o raio, maior a eletroafinidade.

Grupo 1	Grupo 17
Li 60 kJ	F 328 kJ
K 48 kJ	Br 325 kJ



// Variação da eletroafinidade na tabela periódica: aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita.

Eletroafinidade

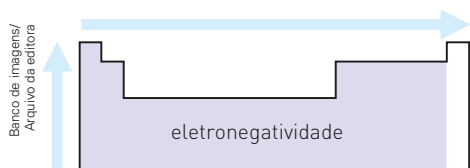
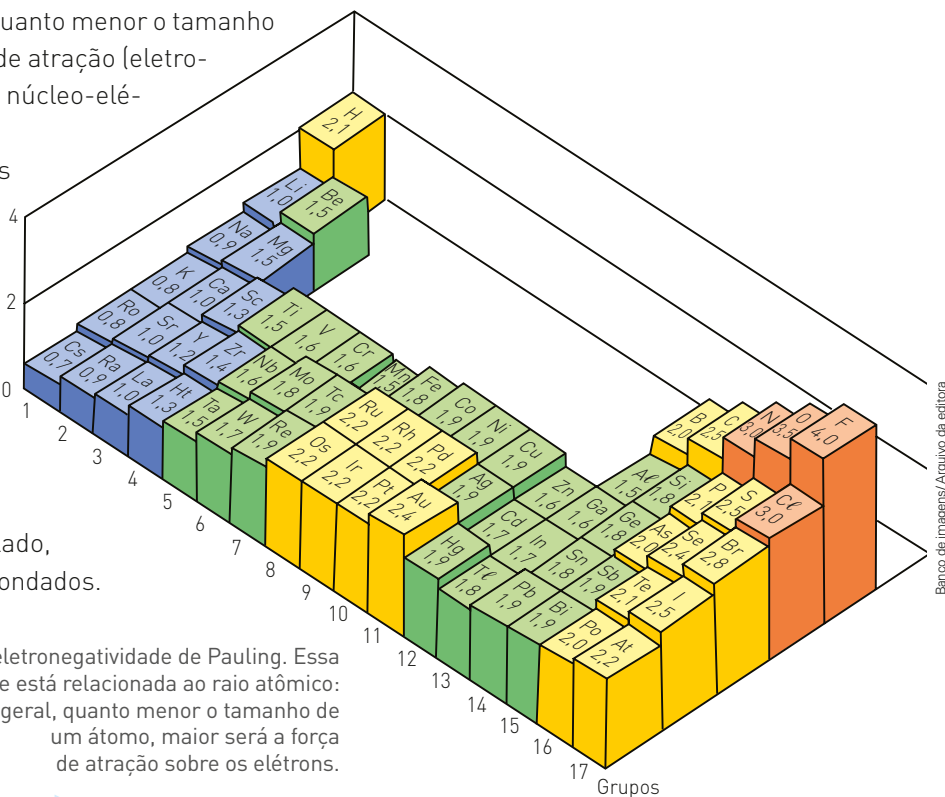
Eletroafinidade: a força de atração exercida sobre os elétrons de uma ligação.

A eletroafinidade dos elementos não é uma grandeza absoluta, mas, sim, relativa. Ao estudá-la, estamos comparando a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação química. Essa força de atração está relacionada ao raio atômico: quanto menor o tamanho do átomo, maior será a força de atração (eletroafinidade), pois a distância núcleo-elétron da ligação é menor.

Existem algumas escalas que relacionam a eletroafinidade dos elementos, sendo a escala de Pauling a mais utilizada. Nessa escala, a eletroafinidade não é definida para os gases nobres.

As variações de eletroafinidade podem ser representadas pela ilustração ao lado, em que os valores estão arredondados.

// Escala de eletroafinidade de Pauling. Essa propriedade está relacionada ao raio atômico: de maneira geral, quanto menor o tamanho de um átomo, maior será a força de atração sobre os elétrons.



// Na tabela periódica, a eletroafinidade aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita.

Fonte: Brown, Theodore R. et al.
Chemistry: the central science.
7. ed. Upper Saddle River: Prentice
Hall, 1997. p. 202.

No Ensino Médio, é comum a utilização da escala de eletronegatividade proposta por Linus Pauling, mas existem outras escalas, como a proposta por Robert S. Mulliken (1896-1986).

Mulliken propôs que a eletronegatividade fosse uma média entre a energia de ionização (E.I.) e a afinidade eletrônica (A.E.):

$$\text{eletronegatividade} = \frac{(A.E. + E.I.)}{2}$$

O quadro a seguir apresenta alguns dos valores de eletronegatividade propostos por Mulliken.

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1,28	1,99	1,83	2,67	3,08	3,21	4,42	4,60

Propriedades físicas dos elementos

As propriedades físicas dos elementos são determinadas experimentalmente, mas, em função dos dados obtidos, podemos estabelecer regras genéricas para sua variação, considerando a posição dos elementos na tabela periódica.

Densidade

Como vimos, densidade é a relação entre a massa e o volume de uma amostra.

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \Rightarrow d = \frac{m}{V}$$

As tabelas a seguir mostram as densidades de alguns elementos a 25 °C e a 1 atm.

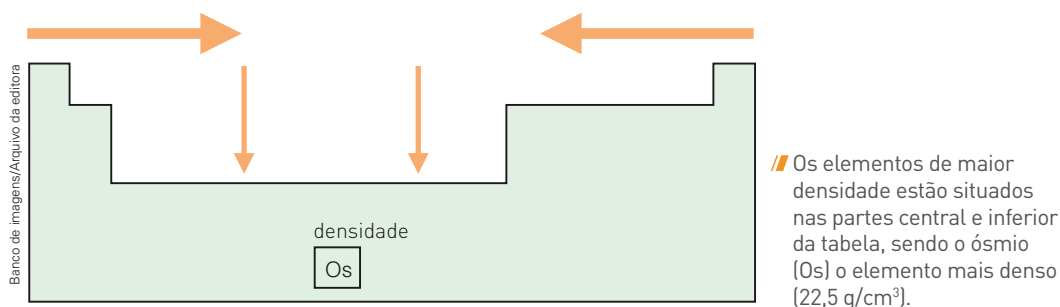
Família 1	d (g/cm³)	Família 17	d (g/cm³)
Li	0,53	F	1,31
Na	0,97	Cl	1,56
K	0,86	Br	3,12
Rb	1,53	I	4,92
Cs	1,90		

Entre os elementos das famílias 1 e 17, a densidade aumenta de acordo com o aumento das massas atômicas, ou seja, a densidade dos elementos em uma família aumenta de cima para baixo.

Veja agora as densidades de alguns elementos situados em um mesmo período:

	2º período			
Família	1	2	13	17
Elemento	Li	Be	B	F
Densidade (g/cm³)	0,53	1,85	2,45	1,31

Analisando os dados, podemos concluir que a densidade aumenta das extremidades para o centro da tabela. A variação da densidade pode ser representada pelo esquema abaixo.



Temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE)

Os quadros a seguir apresentam as TF e TE, a 1 atm, dos elementos de duas famílias da tabela periódica.

Família 1	Li	Na	K	Rb	Cs
TF (°C)	179,0	97,5	63,5	39,0	28,4
TE (°C)	1372	892	774	679	671

Família 17	F	Cl	Br	I
TF (°C)	-223	-101	-72	113,5
TE (°C)	-187	-34	58,8	184,4

Fonte: Emsley, John. *The elements*. 3. ed. Oxford: Clarendon Press, 1998. p. 197.

Na família 1, os elementos de maiores TF e TE estão situados na parte superior da tabela, variação que também ocorre com os elementos da família 2.

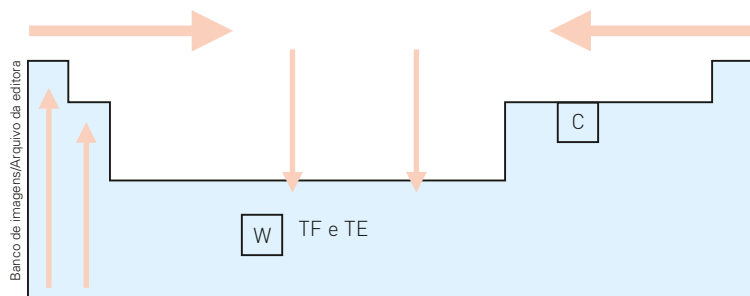
De modo inverso, na família 17 e nas demais, os elementos com maiores TF e TE estão situados geralmente na parte inferior.

A tabela a seguir apresenta as TF e TE de alguns elementos situados no 2º período.

	2º período			
Família	1	3	13	17
Elemento	Li	Be	B	F
TF (°C)	179	1350	2300	-223
TE (°C)	1372	1500	2500	-187

Analisando os dados, podemos concluir que as TF e TE crescem das extremidades para o centro da tabela.

Assim, a variação das TF e TE na tabela periódica pode ser representada pelo esquema a seguir.

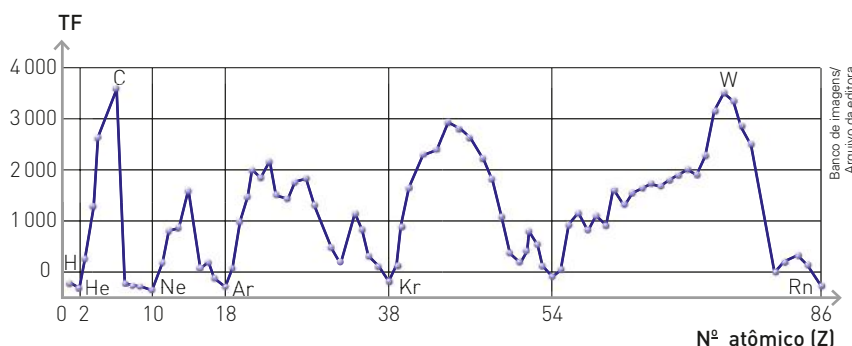


// Entre os metais, o tungstênio (W) é o que apresenta maior TF (3410 °C). Uma anomalia importante ocorre com o elemento químico carbono (C), um ametal: ele tem a propriedade de originar estruturas formadas por um grande número de átomos, o que faz com que esse elemento apresente elevadas TF (3550 °C) e TE (4287 °C).



// O diamante é uma das formas nas quais o elemento químico carbono é encontrado na natureza. A temperatura de fusão do diamante é 3550 °C.

O gráfico a seguir indica a variação da TF em função do número atômico.



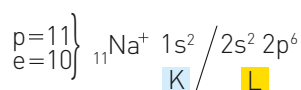
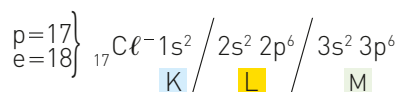
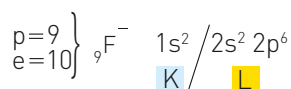
Fonte: Emsley, John. *The elements*. 3. ed. Oxford: Clarendon Press, 1998. p. 197.

Exercícios resolvidos

1. Considere os íons ${}^9\text{F}^-$, ${}^{17}\text{Cl}^-$, ${}^{11}\text{Na}^+$ e organize-os em ordem crescente de raio iônico.

Solução

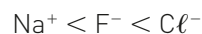
Inicialmente, devemos fazer a distribuição eletrônica de cada íon com a finalidade de determinar a quantidade de níveis (camadas) de cada um:



Como o ${}^{17}\text{Cl}^-$ apresenta o maior número de camadas, é ele que possui maior raio iônico.

Os íons ${}^9\text{F}^-$ e ${}^{11}\text{Na}^+$ apresentam o mesmo número de camadas, mas o ${}^{11}\text{Na}^+$ possui maior

número de prótons; então, a atração prótons-elétrons nesse íon será maior, acarretando um menor raio iônico. Assim, temos:



2. As letras A, B, C, D e E designam elementos químicos. Seus átomos têm as energias de ionização indicadas na tabela a seguir:

Elemento	E.I.				
	1ª	2ª	3ª	4ª	5ª
A	119	1091	1652	2280	3192
B	191	580	874	5980	7843
C	140	273	1200	1550	1946
D	187	376	771	1041	3844
E	100	703,6	1100	1500	2296

Analise as informações contidas na tabela e indique as famílias dos elementos B e E.

Solução

Ao analisarmos as proporções de aumentos entre as E.I., temos:

$$B = \frac{2^{\text{a}} \text{ E.I.}}{1^{\text{a}} \text{ E.I.}} = \frac{580}{191} \cong 3,0 \quad \frac{3^{\text{a}} \text{ E.I.}}{2^{\text{a}} \text{ E.I.}} \cong 1,5$$

$$\frac{4^{\text{a}} \text{ E.I.}}{3^{\text{a}} \text{ E.I.}} \cong 6,8 \quad \frac{5^{\text{a}} \text{ E.I.}}{4^{\text{a}} \text{ E.I.}} \cong 1,3$$

Maior variação = 6,8 $\Rightarrow$ entre a 3^a e a 4^a E.I. $\Rightarrow$ 3e⁻ no último nível $\Rightarrow$ Família 13

$$E = \frac{2^{\text{a}} \text{ E.I.}}{1^{\text{a}} \text{ E.I.}} = \frac{703,6}{100} \cong 7,0 \quad \frac{3^{\text{a}} \text{ E.I.}}{2^{\text{a}} \text{ E.I.}} \cong 1,6$$

$$\frac{4^{\text{a}} \text{ E.I.}}{3^{\text{a}} \text{ E.I.}} \cong 1,4$$

$$\frac{5^{\text{a}} \text{ E.I.}}{4^{\text{a}} \text{ E.I.}} \cong 1,5$$

Maior variação = 7,0 $\Rightarrow$ entre a 2^a e a 1^a E.I. $\Rightarrow$ 1e⁻ no último nível $\Rightarrow$ Família 1

Fundamentando seus conhecimentos

As informações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões 1 a 10.

O esquema abaixo representa a parte superior da tabela periódica. Nele, as letras não correspondem aos verdadeiros símbolos dos elementos.

Banco de imagens/ Arquivo da editora	1																18
		2															
	A	E															
	B																
	C	F															
	D																

Raio atômico

Utilize as informações a seguir para responder às questões 1 a 3.

I. Para uma mesma família

Com o aumento do número atômico, ocorre um aumento do número de níveis (camadas) eletrônicos e, consequentemente, um aumento no raio atômico.

II. Para um mesmo período

Geralmente, com o aumento do número atômico (prótons), ocorre um aumento da atração dos prótons sobre os elétrons, o que acarreta uma diminuição do raio atômico.

1. Indique o metal alcalinoterroso de maior raio.
2. Indique o calcogênio de menor raio.
3. Indique o elemento do 2^o período de maior raio.

1^a energia de ionização

Para responder às questões 4 a 7, utilize as informações a seguir.

I. Para uma mesma família

À medida que o raio atômico diminui, a atração dos prótons sobre os elétrons aumenta; portanto, a energia necessária para a remoção do 1^a elétron aumenta.

II. Para metais e ametais

Geralmente, os metais, por apresentarem tendência em perder elétrons, têm a 1^a energia de ionização pequena, enquanto os ametais, por apresentarem tendência em ganhar elétrons, têm a 1^a energia de ionização grande.

4. Indique o metal alcalino que apresenta a maior 1^a energia de ionização.
5. Indique o halogênio que apresenta a menor 1^a energia de ionização.
6. Entre os elementos A e R, qual apresenta a maior 1^a energia de ionização?
7. Associe os valores de 1^a energia de ionização I = 941 kJ/mol e II = 496 kJ/mol aos elementos B e O.

Eletronegatividade

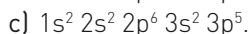
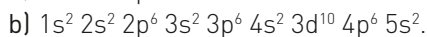
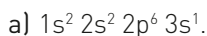
Para responder às questões 8 a 10, utilize a informação a seguir.

Para comparar a eletronegatividade entre elementos, utilizam-se os mesmos critérios vistos em energia de ionização.

8. Qual é o metal alcalinoterroso de maior eletro-negatividade?
9. Qual é o calcogênio de menor eletronegatividade?
10. Entre os elementos B e R, qual é o mais eletro-negativo?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Considere as distribuições eletrônicas:

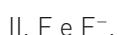
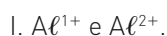


Coloque esses elementos em ordem crescente de raio atômico. Justifique.

2. (UFC-CE) O raio atômico (ou iônico) é uma propriedade periódica que exerce grande influência na reatividade dos átomos (ou dos íons).

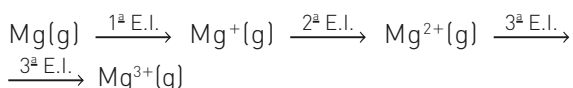
a) Explique a variação apresentada pelo raio atômico (ou iônico) dentro de um mesmo período da tabela periódica.

b) Considere os seguintes pares de espécies:



Em cada par indique o de maior raio.

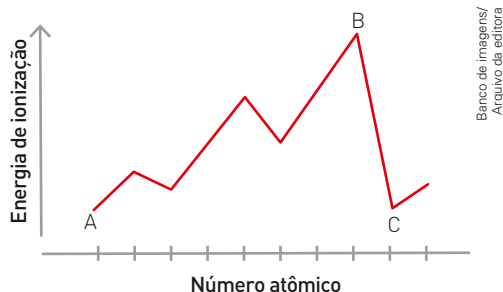
3. Abaixo, tem-se o processo de ionização do magnésio (${}_{12}Mg$).



Nesse processo, foram obtidos, experimentalmente, os seguintes valores: 7732 kJ; 738 kJ; 1451 kJ, não necessariamente nessa ordem.

A partir desses dados, associe corretamente os valores às energias de ionização. Justifique.

4. (PUC-RJ) O gráfico abaixo mostra a variação do potencial de ionização (eixo das ordenadas) em função do número atômico (eixo das abscissas). Considerando que a escala no eixo das abscissas não começa necessariamente de zero, os números atômicos dos elementos A, B e C só podem ser, respectivamente:



a) A = 1; B = 9; C = 10.

x b) A = 11; B = 18; C = 19.

c) A = 10; B = 19; C = 20.

d) A = 12; B = 17; C = 18.

e) A = 2; B = 10; C = 11.

5. O quadro abaixo fornece dados sobre as quatro primeiras energias de ionização de quatro elementos químicos. Indique as famílias de cada um dos elementos e justifique sua resposta.

Elemento	Energias de ionização			
	1ª	2ª	3ª	4ª
I	496	4563	6913	9541
II	738	1450	7731	10545
III	418	3069	4600	5879
IV	1681	3375	6045	8418

6. (UEA) Oxigênio, silício, alumínio, ferro e cálcio são os cinco elementos mais abundantes na crosta terrestre. Considerando a posição desses elementos na classificação periódica, o que apresenta maior eletronegatividade é o:

x a) oxigênio.

b) silício.

c) alumínio.

d) ferro.

e) cálcio.

Leia o texto a seguir e responda à questão 7.

No interior do tubo da lâmpada fluorescente existem átomos de argônio e átomos de mercúrio. Quando a lâmpada está em funcionamento, os átomos de Ar ionizados chocam-se com os átomos de Hg. A cada choque, o átomo de Hg recebe determinada quantidade de energia que faz com que seus elétrons passem de um nível de energia para outro, afastando-se do núcleo. Ao retornar ao seu nível de origem, os elétrons do átomo de Hg emitem grande quantidade de energia na forma de radiação ultravioleta. Esses raios não são visíveis, porém eles excitam os elétrons do átomo de P presente na lateral do tubo, que absorvem energia e emitem luz visível para o ambiente.

7. (Ifsul-RS) A configuração eletrônica do elemento que possui maior eletronegatividade, dentre os elementos presentes na lâmpada fluorescente, é:

x a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$.
d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$.

8. (UFV-MG) A eletronegatividade é uma propriedade periódica importante. Em relação a essa propriedade, assinale a alternativa correta (consulte a tabela periódica):

- a) O flúor (F) é o menos eletronegativo de todos os elementos.
b) O frâncio (Fr) é o mais eletronegativo de todos os elementos.
c) O sódio (Na) é o mais eletronegativo de todos os elementos.
x d) O carbono (C) é mais eletronegativo que o silício (Si).
e) O potássio (K) é mais eletronegativo que o cálcio (Ca).

9. (FGV-SP) Um professor de química propôs uma atividade lúdica a seus alunos denominada "Caça ao PoQUÍmon". Ele confeccionou fichas que apresentavam a figura e o nome de um personagem do jogo Pokemon Go®. O aluno deveria localizar, na tabela periódica, a família de origem do personagem e, para isso, ele deveria primeiro identificar, no nome do personagem, as representações de símbolos de elementos químicos. Só valiam letras lidas da esquerda para direita. A família de origem do personagem era aquela do elemento com maior eletronegatividade, dentre os elementos químicos simbolizados nas letras do seu nome.

Considere estes personagens:



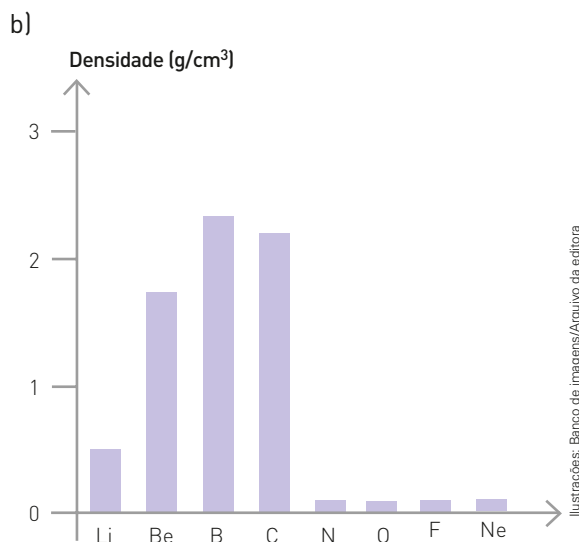
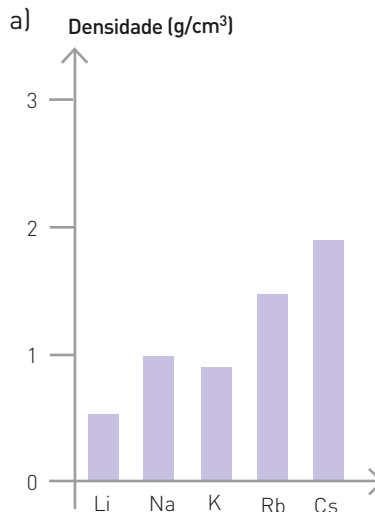
No jogo "Caça ao PoQUÍmon", esses personagens pertencem, respectivamente, às famílias dos elementos

- a) alcalinos e do nitrogênio.
b) alcalinos e calcogênios.
c) halogênios e do nitrogênio.
x d) halogênios e calcogênios.
e) alcalinoterrosos e calcogênios.

10. Associe as distribuições eletrônicas aos valores de eletronegatividade propostos por Pauling (2,1; 3,0 e 1,5) e justifique sua resposta.

- a) $_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
b) $_{13}\text{Al}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
c) $_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

11. Observe os gráficos a seguir.



Como deve variar, genericamente, a densidade em uma família e em um período da tabela periódica?

12. O tungstênio (W) é utilizado na fabricação de filamentos de lâmpadas incandescentes. Entre os metais, é o que apresenta maior temperatura de fusão e ebulição: 3410 °C e 5657 °C, respectivamente. Sabendo que seu número atômico é 74, localize esse elemento na tabela periódica e represente, esquematicamente, a variação genérica das TF e TE, na tabela periódica.

Desafiando seus conhecimentos

Texto para a próxima questão:
No capítulo Raios Penetrantes, Oliver Sacks relembra de um exame de úlcera do estômago que presenciou quando criança.

“Mexendo a pesada pasta branca, meu tio continuou: ‘Usamos sulfato de bário porque os íons de bário são pesados e quase opacos para os raios X’. Esse comentário me intrigou, e eu me perguntei por que não se podiam usar íons mais pesados. Talvez fosse possível fazer um ‘mingau’ de chumbo, mercúrio ou tálio – todos esses elementos tinham íons excepcionalmente pesados, embora, evidentemente, ingeri-los fosse letal. Um mingau de ouro e platina seria divertido, mas caro demais. ‘E que tal mingau de tungstênio?’, sugeri. ‘Os átomos de tungstênio são mais pesados que os do bário, e o tungstênio não é tóxico nem caro.’”

SACKS, Oliver. *Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.



Reprodução/Companhia das Letras

1. (Ulbra-RS) Analise as seguintes afirmações sobre os elementos citados no texto.

- O bário forma o cátion Ba^{2+} , logo o íon, citado no texto, apresenta 56 prótons e 54 elétrons.
- Chumbo, mercúrio e tálio pertencem à mesma família da tabela periódica, o que explica que apresentam propriedades semelhantes.
- O tungstênio apresenta maior número atômico que o bário, logo, o raio atômico do tungstênio é maior que o raio atômico do bário.

Está(ão) correta(s):

- I, II e III.
 - Somente a I.
 - I e III.
 - II e III.
 - Nenhuma das afirmações.
2. Indique se as espécies abaixo estão em ordem crescente ou decrescente de raio.

- $\text{X} \rightarrow \text{X}^+ \rightarrow \text{X}^{2+}$
- $\text{Y} \rightarrow \text{Y}^- \rightarrow \text{Y}^{2-}$

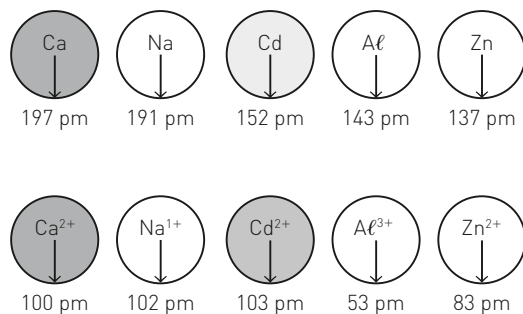
A tabela a seguir mostra alguns elementos representados por letras que substituem seus símbolos verdadeiros e fornece tanto suas distribuições eletrônicas quanto seus raios atômicos.

Elemento	Distribuição eletrônica	Raio atômico
A	$1s^2 2s^1$	$1,52 \cdot 10^{-10} \text{ m}$
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	x
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$2,27 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

Com base nas informações, responda às questões 3 e 4.

- Compare o valor do raio atômico de B com os dos elementos A e C. Justifique sua resposta.
- Coloque os elementos A, B e C em ordem crescente da primeira energia de ionização e justifique sua resposta.
- [Enem]

O cádmio, presente nas baterias, pode chegar ao solo quando esses materiais são descartados de maneira irregular no meio ambiente ou quando são incinerados. Diferentemente da forma metálica, os íons Cd^{2+} são extremamente perigosos para o organismo, pois eles podem substituir íons Ca^{2+} , ocasionando uma doença degenerativa dos ossos, tornando-os muito porosos e causando dores intensas nas articulações. Podem ainda inibir enzimas ativadas pelo cátion Zn^{2+} , que são extremamente importantes para o funcionamento dos rins. A figura mostra a variação do raio de alguns metais e seus respectivos cátions.



Reprodução/Arquivo da editora

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2001 (adaptado).

Com base no texto, a toxicidade do cádmio em sua forma iônica é consequência de esse elemento:

- apresentar baixa energia de ionização, o que favorece a formação do íon e facilita sua ligação a outros compostos.

- b) possuir tendência de atuar em processos biológicos mediados por cátions metálicos com cargas que variam de +1 a +3.
- ☒ c) possuir raio e carga relativamente próximos aos de íons metálicos que atuam nos processos biológicos, causando interferência nesses processos.
- d) apresentar raio iônico grande, permitindo que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons menores participam.
- e) apresentar carga +2, o que permite que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons com cargas menores participam.

6. (Uece) Em 2010, a NASA anunciou a descoberta de uma nova espécie de bactéria que no seu DNA apresenta ligações de arsênio ao invés de fósforo. O arsênio é um elemento químico fundamental para a vida, mesmo sendo extremamente venenoso. Apresenta três estados alotrópicos, é bom condutor de calor e péssimo condutor de eletricidade, reage com o cloro, com o enxofre, com o oxigênio, é altamente tóxico, volátil e insolúvel na água. Sobre o arsênio e o DNA, assinale a afirmação verdadeira.
- a) A toxicidade, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades químicas.
- b) Os alótropos do arsênio diferem entre si em relação ao número de nêutrons nos seus átomos.
- c) O fósforo pode ser substituído pelo arsênio no DNA, porque ambos têm características semelhantes e pertencem ao mesmo período da tabela periódica.
- ☒ d) Na tabela periódica, a ordem crescente de raios atômicos é nitrogênio < fósforo < arsênio e eles possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

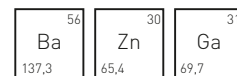
7. (Uerj) A tabela abaixo apresenta o nome de alguns minerais e a fórmula química da substância que constitui cada um deles.

Mineral	Fórmula química da substância
Calcita	CaCO_3
Cerussita	PbCO_3
Estroncianita	SrCO_3
Magnesita	MgCO_3
Rodocrosita	MnCO_3
Siderita	FeCO_3
Witherita	BaCO_3

Quais elementos presentes na tabela apresentam maior raio atômico e maior potencial de ionização respectivamente? Explique.

8. (UFRGS-RS)

Um aficcionado do seriado TBBT, que tem como um dos principais bordões a palavra *Bazinga*, comprou uma camiseta alusiva a essa palavra com a representação dos seguintes elementos.



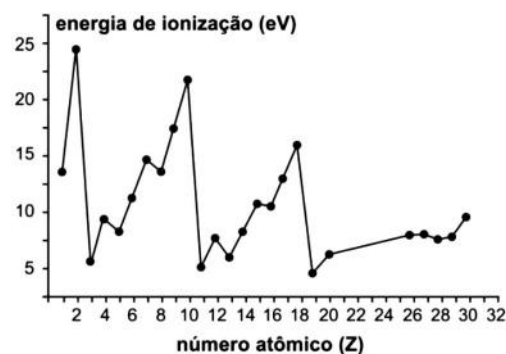
Em relação a esses elementos, considere as afirmações abaixo.

- I. Zinco apresenta raio atômico maior que o bário.
- II. Zn^{2+} e Ga^{3+} são isoeletrônicos.
- III. Bário é o elemento que apresenta menor potencial de ionização.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I. ☒ d) Apenas II e III.
- b) Apenas II. e) I, II e III.
- c) Apenas III.

9. (Fepar-PR) A tabela periódica pode ser utilizada para relacionar as propriedades dos elementos com suas estruturas atômicas; essas propriedades podem ser aperiódicas e periódicas. As propriedades periódicas são aquelas que, à medida que o número atômico aumenta, assumem valores semelhantes para intervalos regulares, isto é, repetem-se periodicamente. O gráfico abaixo mostra a variação de uma dessas propriedades: a energia de ionização do 1º elétron, em eV, para diferentes átomos.



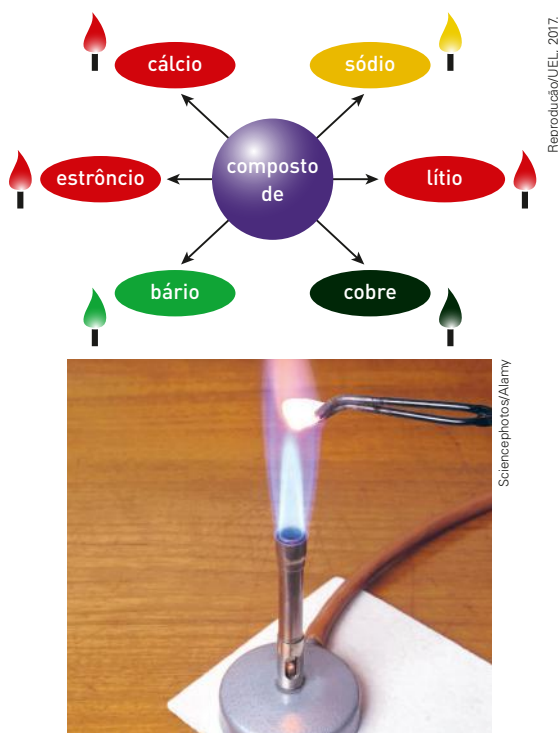
Reprodução/FEPAR, 2017.

Com base no gráfico e em conhecimentos de Química, responda aos itens a seguir.

- a) Como se explicam os elevados valores de energia de ionização para os elementos de número atômico de 2, 10 e 18?

- b) No intervalo entre $Z = 3$ e $Z = 10$, observa-se aumento da energia de ionização. Como se explica esse aumento da energia?
- c) Por que o elemento de número atômico 19 apresenta o menor potencial de ionização entre os elementos representados?
- d) Que número atômico, entre os elementos apresentados no gráfico, tem maior tendência a formar um ânion?

10. [UFF-RJ] Existem metais que, na forma de compostos, dão colorações características à chama azul do bico de Bunsen. Essa propriedade é usada em laboratórios no reconhecimento de metais. Com o calor da chama do bico de Bunsen os elétrons dos íons metálicos absorvem energia e saltam para níveis mais externos e, ao retornarem para os níveis internos, emitem radiações coloridas típicas de cada metal.



Observe a figura acima e assinale a opção correta.

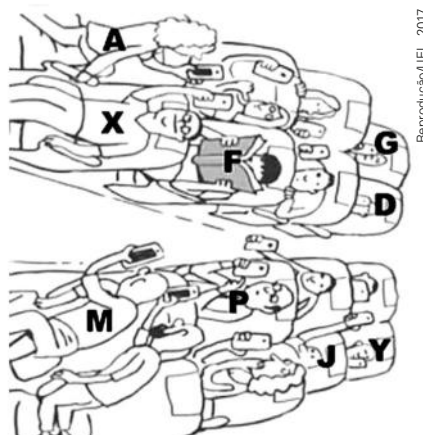
- a) Os elementos Li, Na, Cu, Sr, Ca e Ba, nessa ordem, estão colocados em ordem crescente de energia de ionização.
- b) A configuração eletrônica do Cobre é: $[Ar] 4s^2 3d^{10}$.
- ☒ c) Elementos Ba, Sr e Ca pertencem ao grupo dos alcalinoterrosos.
- d) O elemento de transição interna é o Cu, já que seu subnível de maior energia é o f.
- e) Os elementos Li, Cu, Ba, Sr, Na e Ca, nessa ordem, estão colocados em ordem crescente de raio atômico.

Analise a charge a seguir e responda à questão.



[Disponível em <<https://sociologiareflexaoeacao.files.wordpress.com/2015/07/cena-cotidiana-autor-desconhecido-facebook.jpg>>. Acesso em: 20 abr. 2016.]

11. [UEL-PR] A tabela periódica classifica os elementos químicos em períodos (faixas horizontais) e grupos (faixas verticais). Essa classificação mostra que elementos químicos podem apresentar propriedades físicas e químicas similares ou completamente diferentes em função de sua localização na tabela periódica. Uma observação mais detalhada da charge, se inclinada a 90° à direita, permite remeter a uma tabela periódica, pois indivíduos que fazem uso de celular apresentam comportamentos diferentes em relação ao indivíduo que está lendo o livro.



De acordo com a imagem, foram atribuídas algumas letras escolhidas arbitrariamente, mas que não correspondem aos símbolos dos elementos químicos na tabela periódica.

Sobre os conhecimentos acerca da classificação e propriedade periódica dos elementos e em consonância com a imagem, assinale a alternativa correta.

- a) Se os indivíduos designados pelas letras A e X representam, respectivamente, Ca ($Z = 20$) e Sr ($Z = 38$), então o número de elétrons na camada de valência é diferente para os dois elementos químicos.

- b) Se o indivíduo designado pela letra F, que está lendo o livro, também faz uso de celular, então este elemento comporta-se como um gás nobre.
- x c) Se os indivíduos designados pelas letras G e D representam, respectivamente, Cl ($Z = 17$) e Br ($Z = 35$), então D é maior e possui menor eletronegatividade que G.
- d) Se os indivíduos designados pelas letras M e P representam, respectivamente, Cr ($Z = 24$) e Mn ($Z = 35$), então o número de elétrons na camada de valência é o mesmo para os dois elementos químicos.
- e) Se os indivíduos designados pelas letras J e Y representam, respectivamente, Sn ($Z = 50$) e Sb ($Z = 51$), então J é menor e possui menor eletropositividade que Y.

- 12.(UEPG-PR) O raio atômico de um átomo isolado é calculado a partir da aplicação de técnicas de difração por raios X, sendo um dado muito importante, pois o comportamento dos elementos químicos e muitas das suas propriedades podem ser explicadas a partir dessa informação. Considerando a tabela abaixo e a influência do raio atômico sobre a variação de outras propriedades periódicas, assinale o que for correto.

Elemento (Z)	Raio Atômico (nm)
K ($Z = 19$)	0,231
Ca ($Z = 20$)	0,197
Al ($Z = 13$)	0,143
Co ($Z = 27$)	0,125
P ($Z = 15$)	0,109
C ($Z = 6$)	0,071

- 01) O alumínio origina cátions trivalentes que apresentam raio maior do que 0,143 nm.
- 02) Átomos de potássio e cálcio têm o mesmo número de níveis ou camadas eletrônicas, entretanto, o raio atômico de cálcio é menor, pois apresenta maior valor para Z.
- 04) Em átomos de fósforo, a atração do núcleo sobre os elétrons do último nível de energia é maior do que em átomos de alumínio.
- 08) Comparado com os demais elementos da tabela, o carbono é o mais eletropositivo, pois a eletropositividade aumenta com a redução do raio atômico.

- 16) Átomos de cobalto são menores e mais eletronegativos do que átomos de potássio, pois a eletronegatividade aumenta conforme o raio atômico diminui. 02, 04 e 16.

- 13.(PUC-MG) Os elementos químicos são distribuídos na tabela periódica de acordo com o crescimento do número atômico. Tal distribuição faz com que os elementos com propriedades semelhantes fiquem reunidos em uma mesma coluna e regiões específicas da tabela. Sobre a periodicidade química dos elementos, leia com atenção os itens a seguir.

- Os elementos da família dos metais alcalinos são os elementos químicos que apresentam maior energia de ionização.
- O raio atômico é a distância medida entre dois núcleos em uma ligação química.
- Os elementos da família dos halogênios são os elementos químicos que apresentam maior afinidade eletrônica.
- A eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair os elétrons de outro átomo em uma ligação química.

São afirmativas CORRETAS:

- I, III e IV.
- II, III e IV.
- II e IV, apenas.
- III e IV, apenas.

- 14.(Udesc) Use seu conhecimento sobre propriedades periódicas para analisar os elementos flúor e rubídio. Dentre os elementos listados acima:

- o flúor apresenta o menor raio atômico e a menor energia de ionização.
- o rubídio apresenta o maior raio atômico e a maior energia de ionização.
- o flúor apresenta o menor raio atômico e possui baixa afinidade eletrônica.
- o rubídio apresenta o maior raio atômico e possui elevada afinidade eletrônica.
- x e) o flúor apresenta o menor raio atômico e a maior energia de ionização.

- 15.(ITA-SP) Dadas as configurações eletrônicas dos seguintes átomos no seu estado fundamental:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

É errado afirmar que:

- a) dentre os átomos dados, o átomo I tem o maior potencial de ionização.
- b) a perda de 2 elétrons pelo átomo II leva à formação do cátion Mg^{2+} .
- x c) dentre os átomos dados, o átomo III tem a maior afinidade eletrônica.
- d) o ganho de 1 elétron pelo átomo IV ocorre com a liberação de energia.
- e) o átomo IV é um halogênio.

- 16.(UFPR) Dada a configuração eletrônica dos elementos contidos na tabela a seguir (as letras de A a F não correspondem aos verdadeiros símbolos dos elementos) e os respectivos valores da primeira energia de ionização (ou potencial de ionização – 1ª E.I.) e da afinidade eletrônica (A.E.), quais as proposições corretas:

Elemento	Configuração eletrônica	1ª E.I. (kJ/mol)	A.E. (kJ/mol)
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	418,8	48,0
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	577,5	42,5
C	$1s^2 2s^2$	899,5	< 0
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	650,3	< 0
E	$1s^2 2s^2 2p^4$	1313,9	140,97
F	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	1251,2	349,0

- x I. A, C e D encontram-se à esquerda da tabela periódica; E e F, à direita.
- x II. Os altos valores da 1ª E.I. de E e F são típicos de elementos não metálicos.
- x III. Os elementos C e E estão no 2º período da tabela periódica; B e F, no 3º período; A e D, no 4º período.
- IV. O elemento A tende a tornar-se ânion e o elemento F tende a tornar-se cátion.
- V. A e D são elementos de transição.

- 17.(Uerj) O comportamento químico e físico dos elementos tem relação direta com suas propriedades periódicas. Observe, no gráfico 1, parte das energias de ionização de um elemento representativo do terceiro período da tabela de classificação periódica. Observe, agora, no gráfico 2, as afinidades eletrônicas de 48 elementos da tabela de classificação periódica.



Adaptado de RUSSEL, John Blair. *Química geral*. São Paulo: Makron Books, 1994.



Adaptado de www.webelements.com

Considere que o elemento de menor número atômico representado pertence ao segundo período da tabela.

Nomeie o elemento que corresponde ao gráfico 1, justificando sua resposta. Em seguida, identifique o grupo da tabela de classificação periódica ao qual pertencem os elementos do gráfico 2 que apresentam as quatro maiores afinidades eletrônicas.

- 18.(UFRGS-RS) Considere as seguintes características de um certo elemento químico.
- I. Ele é menos eletronegativo que o oxigênio.
 - II. Ele possui raio atômico menor que o berílio.
 - III. Ele possui eletroafinidade maior que o boro.
- Esse elemento químico pode ser o:
- x a) carbono.
 - b) enxofre.
 - c) alumínio.
 - d) magnésio.
 - e) flúor.

- 19.(Unifesp) Na tabela a seguir, é reproduzido um trecho da classificação periódica dos elementos.

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

A partir da análise das propriedades dos elementos, está correto afirmar que:

- a) a afinidade eletrônica do neônio é maior que a do flúor.
- b) o fósforo apresenta maior condutividade elétrica que o alumínio.
- ☒ c) o nitrogênio é mais eletronegativo que o fósforo.
- d) a primeira energia de ionização do argônio é menor que a do cloro.
- e) o raio do íon Al^{3+} é maior que o do íon Se^{2-} .

20. (Ufpel-RS) A mídia, de um modo geral, ultimamente vem dando destaque aos chamados “alimentos funcionais”, isto é, alimentos que, ingeridos regularmente, podem prevenir ou retardar o aparecimento de determinadas doenças, inclusive o envelhecimento precoce. Muito se tem ouvido falar sobre os peixes possuírem ômega 3, um tipo de gordura que combate o LDL — considerado como o “mau colesterol”, responsável pelo desenvolvimento de doenças coronarianas — e as frutas serem ricas em vitaminas. Faz parte da manchete a informação de que os vegetais folhosos contêm fibras, as quais ajudam no funcionamento dos intestinos. Enfim, uma alimentação saudável tem sido a tônica, devendo envolver não só a ingestão de carboidratos, proteínas e gorduras, mas também vitaminas e sais minerais, como o cálcio e o ferro, cujas carências podem estimular, respectivamente, o surgimento de osteoporose e de anemia. Cada alimento tem sua importância para o organismo, sendo dignos de realce aqueles que contêm os chamados antioxidantes, tais como a vitamina C, pois esses conseguem evitar a formação dos maiores inimigos da saúde: os radicais livres. Por isso, nas refeições, é aconselhável a ingestão de um suco natural de fruta e não de um refrigerante feito à base de açúcar, o qual, gaseificado, se constitui numa solução supersaturada de gás carbônico, a qual é engarrafada sob pressão. O texto enfatiza que os sais minerais são importantes na alimentação e cita o cálcio e o ferro

como exemplos. Considerando a posição desses elementos na tabela periódica, analise as seguintes afirmativas.

- I. Ambos são metais, porém o cálcio é representativo, e o ferro, de transição.
- II. Tanto o cálcio como o ferro tendem a formar cátions.
- III. Em relação ao ferro, o cálcio é mais eletropositivo e menos denso.
- IV. O cálcio pertence ao grupo dos metais alcalinos, e o ferro, ao dos alcalinoterrosos.

Dessas afirmativas, estão *corretas* apenas:

- a) I e III.
- b) II, III e IV.
- c) I e II.
- d) II e IV.
- ☒ e) I, II e III.

21. (Udesc) O planeta B possui sua própria tabela periódica, sendo que uma parte dela está representada abaixo. As propriedades periódicas no planeta B seguem as mesmas tendências observadas na Terra.

X	T	
Z	A	D
Q	L	

Com base nas informações acima, analise as proposições.

- I. O elemento Z possui raio atômico maior que Q.
 - II. A ordem de eletronegatividade no segundo período é $Z < A < D$.
 - III. O elemento L possui uma eletronegatividade maior que T.
 - IV. O maior raio atômico, nessa parte da tabela periódica, é o de Q.
 - V. O elemento X é menos eletronegativo que T.
- Assinale a alternativa **correta**.

- ☒ a) Somente as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas I, II e V são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas I, II, III e V são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas IV e V são verdadeiras.
- e) Somente a afirmativa IV é verdadeira.

22. (Uerj) Recentemente, quatro novos elementos químicos foram incorporados à tabela de classificação periódica, sendo representados pelos símbolos Uut, Uup, Uus e Uuo. Dentre esses elementos, aquele que apresenta maior energia de ionização é: Dado: sétimo período da tabela periódica.

87	0,7	88	0,9	89 - 103 actinídeos			104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr		Ra					Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
(223)		(226)					(261)	(262)	(263)	(262)	(265)	(268)	(281)	(280)	(285)	(286)	(289)	(289)	(293)	(294)	(294)

- a) Uut.
- b) Uup.
- c) Uus.
- ☒ d) Uuo.

O que são as terras-raras?

Você já ouviu falar em terras-raras? Não, não estamos falando de praias desertas ou locais inabitados. Terras-raras são elementos químicos usados na indústria para a produção de diversos itens. Embora sejam abundantes, as terras-raras, ou metais de terras-raras, recebem esse nome por serem de difícil extração, devido, em parte, às suas semelhanças químicas. Macios, maleáveis, dúcteis e de coloração que varia de cinza-escuro a prateado, o grupo das terras-raras é composto por 17 elementos químicos, sendo 15 lantanídeos, mais o escândio (Sc) e o ítrio (Y). Os 15 elementos são: lantânio (La), cério (Ce), praseodímio (Pr), neodímio (Nd), promécio (Pm), samário (Sm), európio (Eu), gadolínio (Gd), térbio (Tb), disprósio (Dy), hólmio (Ho), érbio (Er), túlio (Tm), itérbio (Yb) e lutécio (Lu).

Suas propriedades químicas e físicas são utilizadas em uma grande variedade de aplicações tecnológicas e estão incorporadas em supercondutores, magnetos, catalisadores, entre outros. Esses elementos também foram muito usados em tubos de raios catódicos para televisores e computadores.

É estimado que por volta de 97% das terras-raras sejam produzidas na China, maior exportadora do mundo desses elementos. Devido à diminuição da quantidade da exportação das terras-raras pelo país asiático, outros países ao redor do mundo passaram a se dedicar à mineração e extração de terras-raras.

Reciclagem

Com o número limitado de locais economicamente viáveis para se minerar terras-raras e também por causa dessa menor quantidade exportada pela China, a reciclagem se tornou fundamental para a disponibilidade do elemento pelo mundo. De acordo com estimativas, somente 1% de todos os elementos que compõe o grupo é reciclado atualmente, apesar de a maior quantidade dos elementos ter a possibilidade de ser recuperada. A fabricante de veículos Honda tem um método para reciclar baterias que extrai até 80% das terras-raras e reutiliza todos os elementos.

No entanto, o processo de reciclagem é complicado, pois, após recolher o material, ele deve passar por um processo químico de separação. Em seguida, eles devem ser purificados e, no caso de óxidos, devem ser combinados com outros produtos para serem reutilizados.

Os perigos atrelados

Devido à presença comum de tório (Th) e urânio (U) em minérios de terras-raras, torna-se um perigo minear, refinar e reciclar, já que esses dois elementos são radioativos. No método de refinamento, são necessários ácidos tóxicos, e qualquer má utilização ou vazamento desses ácidos pode causar grandes danos ambientais.

Em 2011, a mina Bukit Merah, na Malásia, foi culpada por causar defeitos de nascença e leucemia em uma cidade de onze mil habitantes. A Mitsubishi, que explorou a mina até 1992, teve que gastar US\$ 100 milhões para efetuar a limpeza do local.



Brasil e as terras-raras

Desde que a China começou a diminuir sua extração e a se tornar mais rígida com a mineração e exportação das terras-raras, muitos países começaram a procurar fontes dentro de seus territórios. O Brasil não foi exceção e tem discutido amplamente essa possibilidade, a começar pela regulamentação necessária.

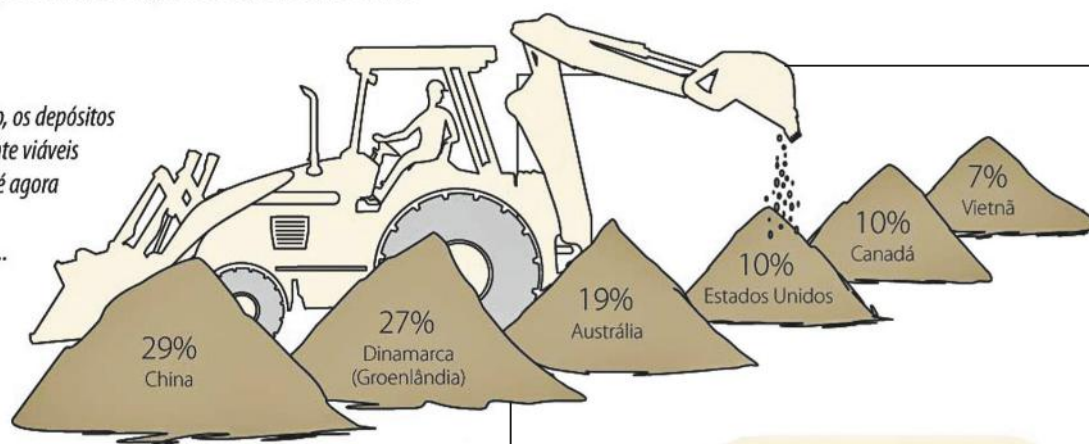
Fonte: <www.ecycle.com.br/component/content/article/63-meio-ambiente/1912-o-que-sao-as-terras-raras-e-o-porque-do-interesse-do-brasil-nelas.html>. Acesso em: 11 ago. 2017.

Infográfico – Distribuição de reservas

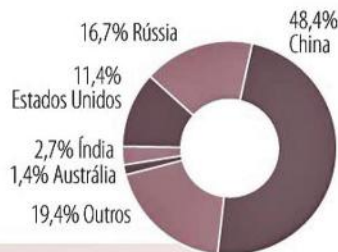
Vários países afirmam ter terras-raras, mas mercado é mais cuidadoso

Como a extração é difícil e cara, poucos depósitos são viáveis

Para o mercado, os depósitos economicamente viáveis descobertos até agora se concentram em seis países...



...já para o mundo especulativo, há depósitos em diversas regiões do globo e uma concentração muito maior na China



Projetos de mineração em estágio avançado

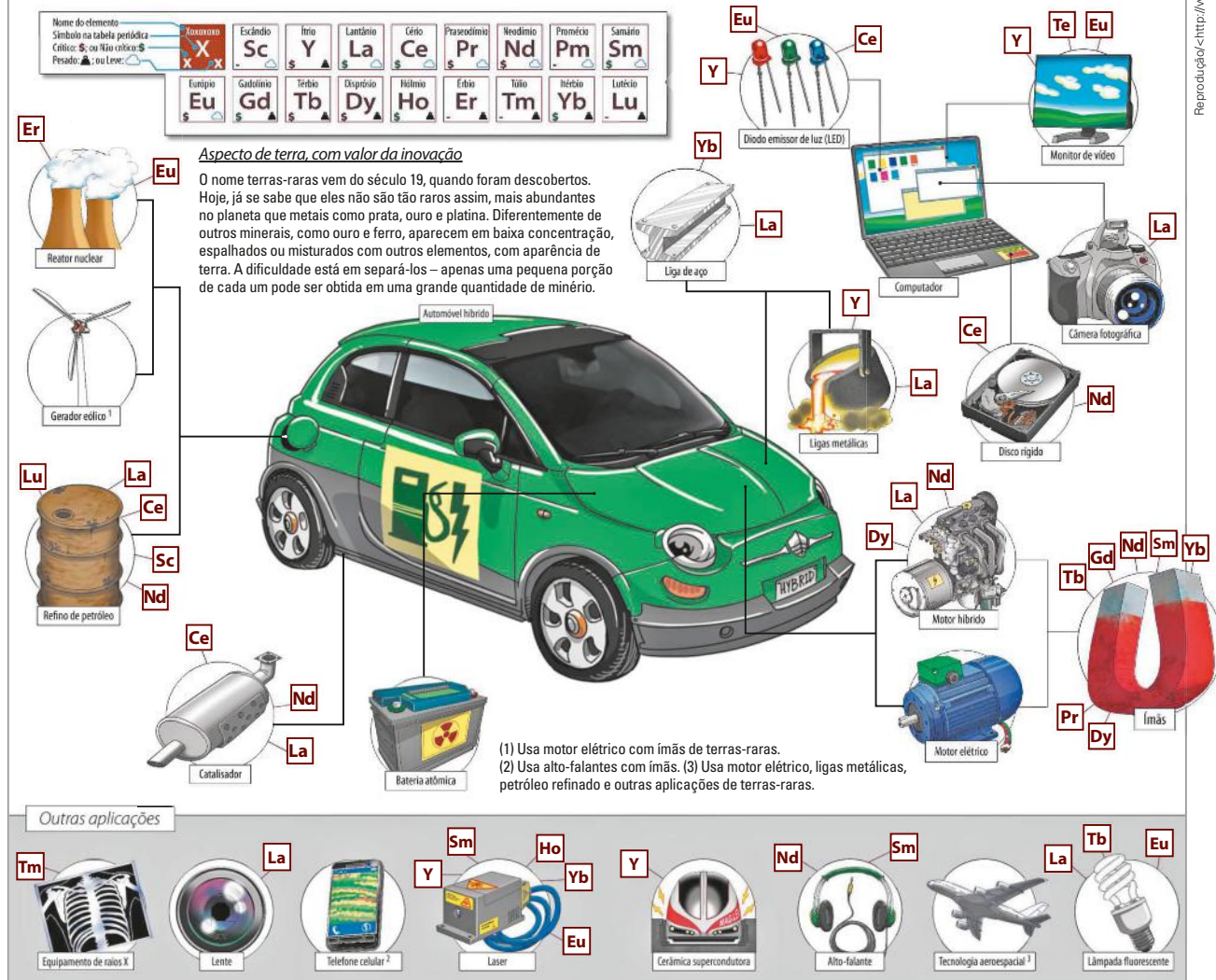
Empresas	Local	Projeto	Capacidade em toneladas
Arafura Resources	Austrália	Nolans	20.000
Akane Resources	Austrália	Dubbo Ziconia	1.400
Avalon Rare Earth	Canadá	Nechalacho (Thor Lake)	4.000
Great Western Mineral	Canadá	Hoidas Lake	3.000
Greenland Minerals	Groenlândia	Kvanefjeld	35.000
Lynas	Austrália	Mount Weld	10.000
MolyCorp	EUA	Mountain Pass	10.000
NMT/Mitsubishi	Brasil	Pitinga (AM)	400
Rare Earth Resources	EUA	Bear Lodge	-
Eramet	Gabão	Mabounié	-
Toyota & GOV	Vietnã	Dong Pao	5.000
Rareco/Great Western Mining	África do Sul	Steenkamps kraal	2.700
Sumitomo/Kazatomprom	Cazaquistão	Diversos	10.000

Fonte: <www.senado.gov.br/noticias/Jornal/emdiscussao/upload/201304%20-%20setembro/ed17_imgs/ed17_p40_info.jpg>. Acesso em: 11 ago. 2017.

Infográfico – Aplicações

Mil e uma utilidades na alta tecnologia

Os elementos de terras-raras têm características eletrônicas, ópticas e catalíticas associadas a leveza, resistência e eficácia energética. Veja onde estão as terras-raras e em que produtos elas são aproveitadas.



Fonte: <www.senado.gov.br/noticias/Jornal/emdiscussao/upload/201304%20-%20setembro/ed17_imgs/ed17_p8_info.jpg>. Acesso em: 11 ago. 2017.

Reprodução <<http://www.senado.gov.br>>

Reflita

1. A partir das informações apresentadas, os elementos constituintes das denominadas terras-raras são classificados como elementos representativos ou de transição?
2. Faça a distribuição eletrônica seguindo o diagrama de Pauling para os elementos praseodímio (Pr) e neodímio (Nd) e observe se ocorre alguma semelhança nessas distribuições.
3. A maioria dos elementos citados apresenta, em comum, qual subnível mais energético?
4. À temperatura ambiente, esses elementos são encontrados em qual estado físico?

Interações atômicas e intermoleculares

Tanto os materiais que você vê na imagem de abertura desta unidade como todos os outros materiais que existem na natureza são formados pelos 88 elementos químicos naturais.

Será que os átomos que compõem todos os materiais da natureza estão unidos da mesma maneira?

Masahiro Suzuki/Shutterstock



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- As interações atômicas.
- A geometria molecular.
- As interações intermoleculares.
- As relações entre a geometria e algumas propriedades da matéria.

Ligações iônicas ou eletrovalentes

Ligações químicas e estabilidade

Na natureza encontramos milhares de substâncias formadas pela união de átomos do mesmo elemento químico ou de elementos químicos diferentes. De todos os elementos químicos conhecidos, apenas sete não combinam em condições normais, aparecendo na forma de átomos isolados. São os gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn e Og.

Algumas substâncias formadas por átomos de gases nobres são conseguidas, em condições especiais, em laboratórios. O primeiro composto artificial formado pela união de um gás nobre com outros elementos só foi conseguido em 1962. Seu nome é hexafluorplatino de xenônio.

Quando dois ou mais átomos combinam entre si, dizemos que foi estabelecida uma ligação química.

Para que isso ocorra é necessário haver uma interação entre átomos. Essa interação ocorre na parte mais externa dos átomos, ou seja, na eletrosfera. Assim, são os elétrons mais externos dos átomos, ou seja, os da camada de valência, os responsáveis pelo estabelecimento das ligações químicas.

Como os gases nobres são os únicos que apresentam 8 elétrons na última camada, com exceção do hélio, que apresenta 2 elétrons, já que a camada K só comporta dois elétrons, podemos considerar que ter 8 elétrons na camada de valência (na camada K, 2 elétrons) deve atribuir estabilidade a esses átomos.

Observe:

Elemento	Símbolo	Distribuição eletrônica						
hélio	${}^2\text{He}$	K 2						
neônio	${}^{10}\text{Ne}$	K 2	L 8					
argônio	${}^{18}\text{Ar}$	K 2	L 8	M 8				
criptônio	${}^{36}\text{Kr}$	K 2	L 8	M 18	N 8			
xenônio	${}^{54}\text{Xe}$	K 2	L 8	M 18	N 18	O 8		
radônio	${}^{86}\text{Rn}$	K 2	L 8	M 18	N 32	O 18	P 8	
oganesson	${}^{118}\text{Og}$	K 2	L 8	M 18	N 32	O 32	P 18	Q 8

A regra do octeto

Os cientistas que primeiro se destacaram na área que estuda as ligações químicas foram o químico estadunidense Gilbert Lewis (1875-1946) e o físico alemão Walther Kossel (1888-1956). Em 1916, trabalhando independentemente, associaram os seguintes fatos:

- átomos de gases nobres ocorrem isolados na natureza, indicando estabilidade;
- átomos de gases nobres apresentam 8 elétrons na última camada (com exceção do hélio — com 2 elétrons na camada K);
- os átomos dos outros elementos tendem a combinar-se uns com os outros.

Com isso, criaram uma regra conhecida como **regra do octeto**, que estabelece que os átomos fazem ligações para adquirir estabilidade, ou seja, para estabelecer configurações eletrônicas semelhantes às dos gases nobres: com 8 elétrons na última camada.

Dessa maneira, os átomos, quando fazem ligações, ficam com oito elétrons na camada de valência (exceção aos que tenham só uma camada eletrônica).

Devemos ter em mente que a regra do octeto é aplicada principalmente para os elementos representativos. A maioria dos metais de transição não seguem este modelo.

Atualmente existem outros modelos que explicam as ligações químicas e que serão estudados posteriormente.

Valência

A valência de um átomo é o número de elétrons que ele possuiu em sua **camada** ou **nível de valência**.

Os elétrons da camada de valência, de acordo com Lewis, podem ser representados pela colocação de pontos (•) em volta do símbolo do elemento.

Veja abaixo as fórmulas de Lewis para alguns elementos representativos.

Banco de imagens/Arquivo da editora

1						18	
H•	2						He:
Li•	•Be•	13	14	15	16	17	
		•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

Tanto o ${}_{20}\text{Ca}$ como o ${}_{17}\text{Cl}$ são espécies eletricamente neutras, porque neles o número de prótons é igual ao de elétrons. Os íons Ca^{2+} e Cl^{-} não são eletricamente neutros, mas são eletricamente estáveis, com oito elétrons na sua última camada.

Ligação iônica ou eletrovalente

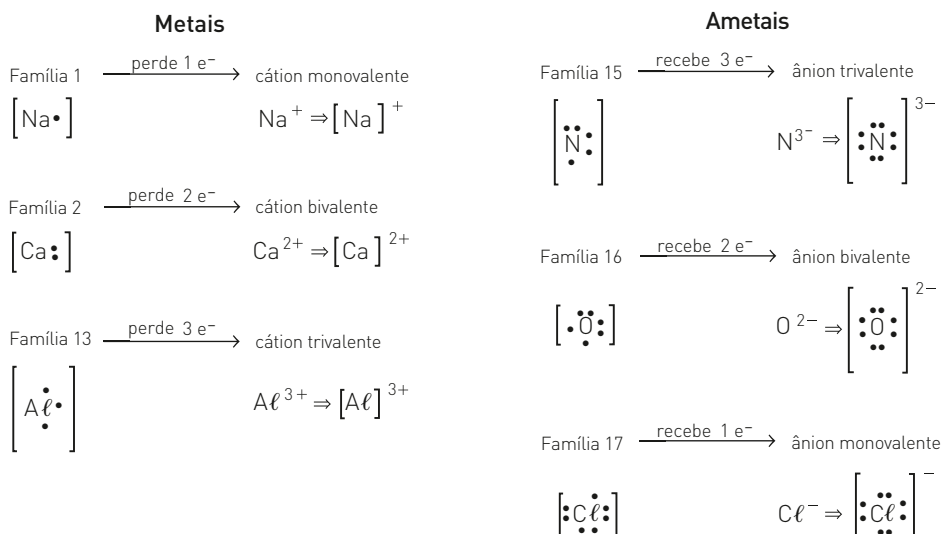
Como o próprio nome indica, a ligação iônica ocorre entre íons, positivos (cátions) e negativos (ânions), e é caracterizada pela existência de forças de atração eletrostática entre eles.

Essa ligação ocorre, portanto, entre íons provenientes de átomos que apresentam tendências opostas, ou seja, um dos átomos tem tendência de perder elétrons, enquanto o outro, de receber elétrons.

Os elementos das famílias 1, 2 e 13 (metais) tendem a perder os elétrons das suas camadas de valência, respectivamente 1, 2 e 3 elétrons.

Já os elementos das famílias 15, 16 e 17 (ametais) tendem a receber elétrons, respectivamente 3, 2 e 1 elétrons.

Generalizando, temos:



Esquemáticamente, a ligação iônica entre os átomos A e B, genéricos, isolados em estado gasoso, pode ser assim representada:

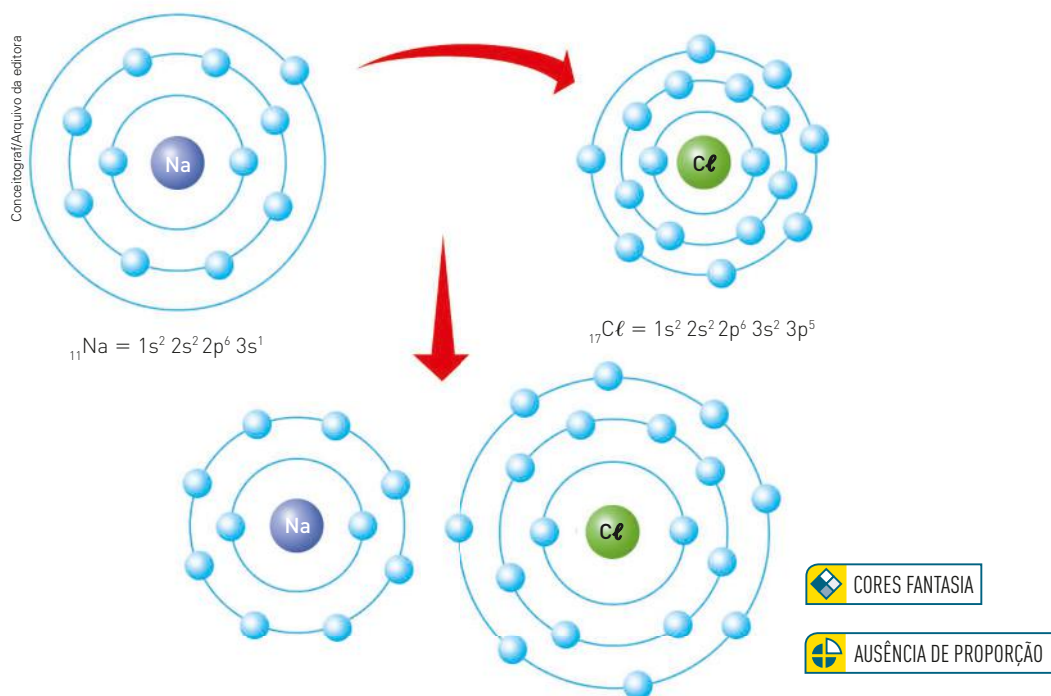
	$\text{A (g)} \xrightarrow{\text{e}^-} \text{B (g)}$	
Tendência	ceder elétrons	receber elétrons
Classificação	metais	ametais (hidrogênio)
Interação	cátions $\xleftarrow{\text{atração eletrostática}}$ ânions	

Obs.: Segundo a IUPAC, desde 2014, o hidrogênio passa a ser considerado um ametal (não metal).

O exemplo mais representativo de uma ligação iônica é a formação do principal componente do sal de cozinha (cloreto de sódio) a partir de átomos de sódio (Na) e de cloro (Cl).

Tanto os átomos de sódio (Na), que têm 1 elétron na camada de valência, como os átomos de cloro (Cl), que têm 7 elétrons na camada de valência, tendem a atingir a estabilidade eletrônica, ficando ambos com 8 elétrons na camada de valência. O átomo de Na adquire estabilidade perdendo um elétron, formando o cátion Na^+ . Já o átomo de Cl adquire estabilidade ganhando um elétron, formando o ânion Cl^- .

Considerando que um átomo de Na neutro e isolado no estado gasoso entre em contato com um átomo de Cl neutro e isolado no estado gasoso, temos:

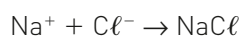


Esses íons, por apresentarem cargas elétricas de sinais opostos, se atraem eletrostaticamente, o que caracteriza uma ligação iônica, e formam o cloreto de sódio.

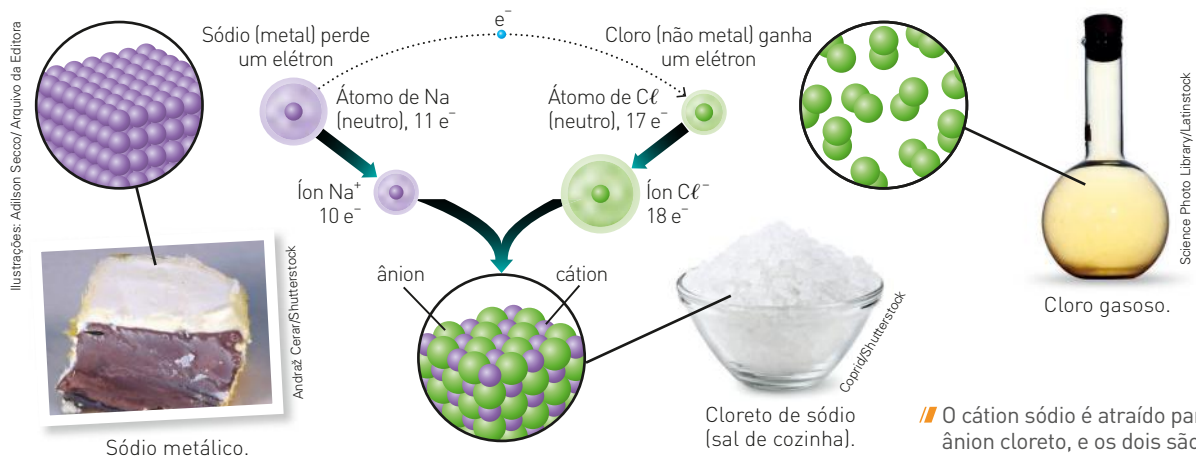
Usando as representações de Lewis, temos:



Após a formação dos íons (Na^+ e Cl^-) eletronicamente estáveis, ocorre uma interação eletrostática (cargas com sinal contrário se atraem):



Os compostos assim formados são denominados **compostos iônicos** e constituem estruturas eletricamente neutras.

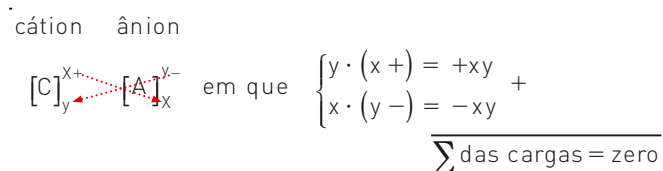


Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 89.

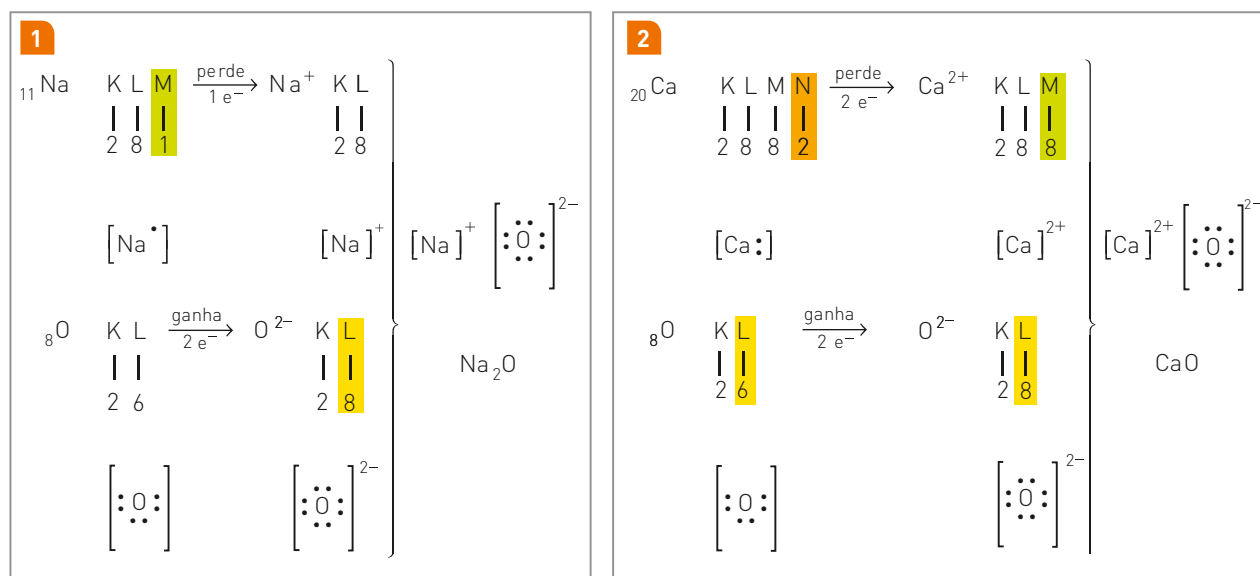
Determinação das fórmulas iônicas

A fórmula correta de um composto iônico deve apresentar o menor número possível de cátions e ânions, necessários para o estabelecimento de um conjunto eletricamente neutro.

Uma maneira prática de determinar a quantidade de íons na fórmula iônica é:



Observe os exemplos:


 Na_2O
 CaO

Os compostos iônicos podem ser formados por metais de elementos representativos e também por outros metais que originam cátions. Vejamos alguns desses na tabela a seguir.

1																	18
	2											13	14	15	16	17	
Li ⁺																	
Na ⁺	Mg ²⁺	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al ³⁺					
K ⁺	Sr ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺ Ni ³⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺						
Rb ⁺	Ca ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺				
Cs ⁺	Ba ²⁺									Au ⁺ Au ³⁺	Hg ⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺			

Receba mais imagens aqui

Note que alguns metais podem formar dois cátions possíveis, com cargas distintas; essas cargas devem ser indicadas em algarismo romano e fazer parte do nome do composto.

Por exemplo, o nome do composto FeCl_3 será cloreto de ferro III.

Existem também compostos iônicos formados por íons poliatômicos, isto é, formados por mais de um elemento químico. Veja na tabela a seguir alguns íons poliatômicos.

Fórmula	Nome
OH^-	hidróxido
NH_4^+	amônio
NO_3^-	nitrato
NO_2^-	nitrito
ClO_4^-	perclorato
ClO_3^-	clorato
ClO_2^-	clorito
ClO^-	hipoclorito

Fórmula	Nome
CO_3^{2-}	carbonato
HCO_3^-	hidrogenocarbonato ou bicarbonato
CN^-	cianeto
SO_4^{2-}	sulfato
HSO_4^-	hidrogenossulfato ou bissulfato
SO_3^{2-}	sulfito
HSO_3^-	hidrogenossulfito ou bissulfito
PO_4^{3-}	fosfato

O bicarbonato de sódio, componente do fermento químico, é um composto iônico formado por um íon poliatômico. Nesse composto temos os íons:

Íon bicarbonato: HCO_3^-

Íon sódio: Na^+

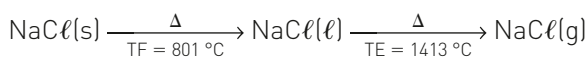
e sua fórmula pode ser representada por: NaHCO_3 .

Características dos compostos iônicos

Os íons unem-se devido às forças de atração eletrostática. Na prática, essa interação ocorre por todo o espaço onde cargas elétricas de sinais opostos se atraem. A atração entre vários íons de cargas opostas forma aglomerados com formas geométricas bem definidas, denominados retículos cristalinos. No retículo cristalino, cada cátion atrai simultaneamente vários ânions, e cada ânion atrai simultaneamente vários cátions.

A existência do retículo iônico determina as principais características dos compostos:

- como apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes (temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm);
- os compostos iônicos apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição;



- submetidos a impacto, quebram facilmente, produzindo faces planas; são, portanto, duros e quebradiços;
- conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água ou quando puros no estado líquido (fundidos) devido à existência de íons com liberdade de movimento.

/// Cada cristal de NaCl é formado por inúmeros cátions Na^+ e ânions Cl^- agrupados, que compõem uma estrutura com forma geométrica definida.

 CORES FANTASIA

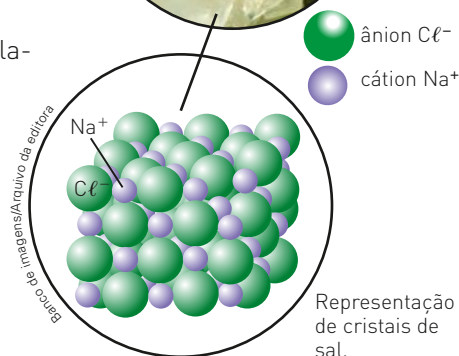
 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Thinkstock/Getty Images



Arnold Fischer/Alamy



Dieta com baixo teor de sódio



// O sal *light* é formado por 50% de cloreto de sódio (NaCl) e 50% de cloreto de potássio (KCl). É indicado por médicos e nutricionistas para pessoas hipertensas.



// O açaí e os flocos de cereais também contêm grande quantidade de ferro.

Os médicos costumam prescrever às pessoas hipertensas (que têm pressão alta) uma dieta com baixo teor de sódio. Isso não significa que elas devam diminuir o consumo de sódio metálico (Na). Na verdade, ninguém consome sódio metálico. O sódio é um metal muito reativo que, em contato com a água, libera grande quantidade de energia.

A recomendação médica refere-se aos íons sódio (Na^+) ingeridos quando consumimos, por exemplo, o sal de cozinha (Na^+Cl^-). Apesar de possuírem nomes e símbolos semelhantes, o átomo (Na) e o íon (Na^+) apresentam comportamentos químicos muito diferentes.

Uma maneira de diminuir a ingestão de íons Na^+ é substituir o sal de cozinha comum pelo sal *light*.

O sal *light* não é indicado para pessoas com problemas renais. O mau funcionamento dos rins pode levar a um acúmulo de potássio no corpo, o que aumenta os riscos de problemas cardíacos. Por isso, só deve ser utilizado mediante recomendação médica.

Exemplo semelhante ocorre quando os médicos prescrevem ferro a pessoas anêmicas. O que os médicos recomendam é a ingestão de íons ferro II (Fe^{2+}), encontrados, por exemplo, em sais de ferro II, como o sulfato ferroso (FeSO_4).

A ingestão de íons Fe^{2+} é normalmente feita por meio da alimentação. O fígado de boi, por exemplo, é um alimento rico em ferro.

Reflita

1. Faça uma análise de sua alimentação e pesquise a quantidade de sódio presente em cada alimento que você ingere. Elabore uma tabela em seu caderno.
A Organização Mundial da Saúde (OMS) recomenda que o consumo máximo diário de sódio não passe de 2000 mg. Sua ingestão de sódio está dentro do valor ideal?
2. Considere que uma marca de sal iodado apresenta 991 g de NaCl para cada quilo do produto. Qual será a quantidade de KCl encontrada por quilo de sal na versão *light* da mesma marca?
3. Além de cloreto de sódio, o sal de cozinha iodado contém outro sal (KIO_3), em menor quantidade. Pesquise qual é a função do iodato de potássio para ele ser adicionado ao sal de cozinha.
4. A prescrição de sais de íons de ferro para pessoas com anemia muitas vezes causa confusão — entende-se que o doente deva comer ferro na sua forma metálica. Isso ocorre porque o nome do metal e do íon é o mesmo. Entretanto, sem engano algum pode-se recomendar que quem tem deficiência de ferro se alimente de comidas cozidas em panelas feitas desse metal, ou, ainda, em comunidades de grande carência alimentar, que se coloquem pregos na panela em que é feito o feijão, retirando-os posteriormente. Qual o motivo dessa recomendação?

Exercícios resolvidos

1. Um elemento X, cujo número atômico é 12, combina-se com um elemento Y, situado na família 15 da tabela periódica, e resulta em um composto iônico cuja fórmula provável será:

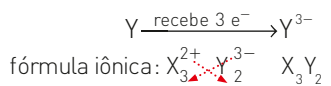
- a) XY. d) X_2Y_3 .
b) XY_2 . e) X_3Y_2 .
c) X_2Y .

Solução

Inicialmente, devemos fazer a distribuição eletrônica do elemento X:



Como o elemento Y está na família 15, ele apresenta cinco elétrons na sua camada de valência:



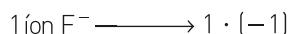
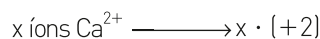
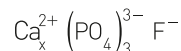
Resposta: alternativa e.

2. Considere os íons: Ca^{2+} , PO_4^{3-} e F^- . A combinação desses íons pode resultar na fluorapatita, mineral presente nos dentes, cuja fórmula química pode ser representada por $Ca_x(PO_4)_3F$. O valor de x nessa fórmula é:

- a) 1. c) 3. e) 5.
b) 2. d) 4.

Solução

Como sabemos, o somatório das cargas deve ser igual a zero e, pela fórmula, temos:



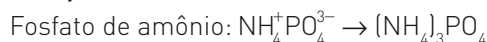
$$\begin{aligned} \text{somatório das cargas: } [x \cdot (+2)] + [3 \cdot (-3)] + [1 \cdot (-1)] &= 0 \\ 2x - 9 - 1 &= 0 \\ x &= 5 \end{aligned}$$

Resposta: alternativa e.

3. Considere os cátions e ânions abaixo e represente as fórmulas dos compostos iônicos fosfato de amônio e cloreto de potássio.

- cátion potássio — K^+
- cátion amônio — NH_4^+
- ânion cloreto — Cl^-
- ânion fosfato — PO_4^{3-}

Solução



Fundamentando seus conhecimentos

O composto iônico mais comum

O principal componente do sal de cozinha é o cloreto de sódio, um composto químico formado há milhões de anos. O sal pode ser encontrado nos mares ou em locais que foram cobertos por camadas de sedimentos. É largamente empregado na alimentação humana e animal e em um grande número de indústrias: de tecidos, metais, plásticos, borracha, etc.

A produção de sal marinho varia ao longo do ano de acordo com as condições meteorológicas de cada região. No Brasil, a produtividade é pequena no Rio de Janeiro e Ceará, menor ainda no Maranhão, em Sergipe e na Bahia e alcança maiores índices no Rio Grande do Norte, na zona compreendida entre Macau, Mossoró e Areia Branca.

As fotografias mostradas estão relacionadas com o cloreto de sódio.

FAN travelstock/Alamy/Fotoarena



/// O banho de mar é muito comum nas regiões litorâneas. Nessa imagem, mulher flutua no mar Morto (Jordânia, 2007).

/// Salinas na ilha de Lanzarote, Canárias, em 2012.



imagem stock/people/Grupo Keystone



/// Embalagem de "sal líquido".

Reprodução/Arquivo da editora

Com base nas informações e no que você já viu em capítulos anteriores, responda às questões de 1 a 5.

- Qual é o nome do processo utilizado, nas salinas, para se extrair o sal da água do mar?
- Explique por que uma pessoa consegue boiar nas águas do mar Morto enquanto lê uma revista.
- Na água do mar, existem vários íons dissolvidos, tais como:
 - cátion sódio Na^+ .
 - cátion magnésio Mg^{2+} .
 - cátion potássio K^+ .
 - ânion cloreto Cl^- .
 - ânion iodeto I^- .
 - ânion sulfato SO_4^{2-} .

Sabendo que os compostos iônicos são resultantes da combinação entre cátions e ânions, formando substâncias em que a carga total é igual a zero, escreva, no caderno, as fórmulas dos compostos iônicos:

- cloreto de sódio;
- iodeto de potássio;
- sulfato de magnésio;
- cloreto de magnésio;
- sulfato de sódio.

- Cite quatro propriedades comuns a todas as substâncias da questão anterior.

- O que está incorreto no rótulo da embalagem de “sal líquido” reproduzida na página anterior?
- Os compostos iônicos, no nosso dia a dia, são utilizados de várias maneiras.

Elemento	Número atômico (Z)	Uso do íon
flúor (F)	9	O íon fluoreto está presente nos cremes dentais e sua função é evitar a formação de cáries.
alumínio (Al)	13	O íon do alumínio faz parte da bauxita (minério de alumínio).
enxofre (S)	16	O íon do enxofre (sulfeto) é o responsável pelo escurecimento de objetos de prata.
cálcio (Ca)	20	O íon do cálcio está presente nos ossos.

Escreva, no caderno, a fórmula do composto resultante da combinação entre:

- Ca e F;
- Al e F;
- Ca e S;
- Al e S.

EXPLORE SEU MUNDO

Água mineral

Observando o rótulo de uma garrafa de água mineral, você irá notar que na sua composição química são indicados vários íons. Consulte as tabelas presentes neste capítulo e escreva, em seu caderno, as fórmulas desses íons.

Desenvolvendo seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

- A seguir são dadas as configurações eletrônicas dos átomos A e B.

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

O cátion, o ânion e o composto formado por A e B são, respectivamente:

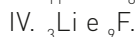
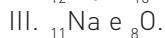
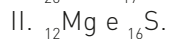
- A^+ , B^- , AB .
- A^{2+} , B^- , AB_2 .
- B^+ , A^{2-} , B_2A .
- A^{2+} , B^- , AB_2 .

- A figura a seguir mostra alguns elementos dos 2º e 3º períodos da tabela periódica. A combinação dos elementos mostrados, dois a dois, forma três compostos iônicos. Com esses dados, escreva a fórmula desses compostos.

1	2	13	14	15	16	17	18
						F	
Na	Mg	Al					

Banco de Imagens/
Arquivo da editora

3. Considere os compostos formados pelos pares:



Determine a proporção entre as quantidades de cátions e de ânions nas fórmulas desses compostos.

Leia o texto para responder à questão a seguir.

Cinco amigos estavam estudando para a prova de Química e decidiram fazer um jogo com os elementos da Tabela Periódica:

- cada participante selecionou um isótopo dos elementos da Tabela Periódica e anotou sua escolha em um cartão de papel;
- os jogadores Fernanda, Gabriela, Júlia, Paulo e Pedro decidiram que o vencedor seria aquele que apresentasse o cartão contendo o isótopo com o maior número de nêutrons.

Os cartões foram, então, mostrados pelos jogadores.

Banco de imagens/Arquivo da editora				
${}_{26}^{56}\text{Fe}$	${}_{8}^{16}\text{O}$	${}_{20}^{40}\text{Ca}$	${}_{3}^{7}\text{Li}$	${}_{17}^{35}\text{Cl}$
Fernanda	Gabriela	Júlia	Paulo	Pedro

4. (Fatec-SP) A ligação química que ocorre na combinação entre os isótopos apresentados por Júlia e Pedro é

- iônica, e a fórmula do composto formado é CaCl .
- ☒ iônica, e a fórmula do composto formado é CaCl_2 .
- covalente, e a fórmula do composto formado é ClCa .
- covalente, e a fórmula do composto formado é Ca_2Cl .
- covalente, e a fórmula do composto formado é CaCl_2 .

5. (Fatec-SP) Considere os elementos químicos e seus respectivos números atômicos, representados na figura. Esses elementos podem formar o composto



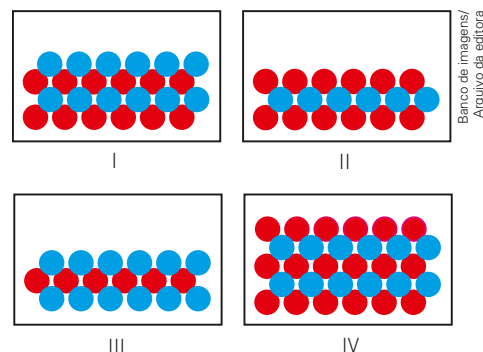
Reprodução/Fatec-SP, 2015.

- molecular, BaBr .
- molecular, BaBr_2 .
- iônico, BaBr .

- ☒ iônico, BaBr_2 .
- iônico, Ba_2Br .

Com base nas informações e nas ilustrações a seguir, responda às questões 6 e 7.

As ilustrações a seguir, fora de escala e em cores fantasia, representam esquematicamente compostos iônicos à temperatura ambiente. Nelas as esferas vermelhas representam os cátions e as esferas azuis, os ânions.



Embora nas figuras as esferas apresentem o mesmo tamanho, na maioria das vezes os ânions são maiores do que os cátions.

6. Qual ilustração representa o composto formado na combinação de ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ e ${}_{16}^{32}\text{S}$?

7. Qual ou quais dos seguintes compostos poderia ser representado pela figura II?

- MgO
- CaF_2
- Li_2O
- Al_2O_3
- ☒ Na_2S

8. Consulte as tabelas de cátions e ânions, presentes neste capítulo, e escreva as fórmulas dos compostos iônicos mencionados.



© Javier Larrea/Keystone



Fernanda Crevin/Arquivo da editora



Paik/Shutterstock/Fotomontagem: Fernanda Crevin.

9. Considere o composto iônico, sulfato duplo de _____ e _____ dodecahidrato $XY(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$, é conhecido por pedra Hume.



Elizabeth A. Cummings/Shutterstock

Sabendo que o íon sulfato é bivalente negativo (SO_4^{2-}) e que X e Y são metais de diferentes famílias, identifique a alternativa que completa a fórmula de maneira adequada:

- a) Na, Ca.
- b) K, Na.
- c) Ca, Ba.
- d) Na, Ba.
- ☒ e) K, Al.

10. [Espcex/Aman-RJ] Compostos iônicos são aqueles que apresentam ligação iônica. A ligação iônica é a ligação entre íons positivos e negativos, unidos por forças de atração eletrostática.

(Texto adaptado de: Usberco, João e Salvador, Edgard, *Química: química geral*, vol. 1, pág. 225, Saraiva, 2009).

Sobre as propriedades e características de compostos iônicos são feitas as seguintes afirmativas:

- I. apresentam brilho metálico.
- II. apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição.
- III. apresentam boa condutibilidade elétrica quando em solução aquosa.
- IV. são sólidos nas condições ambiente (25 °C e 1 atm).
- V. são pouco solúveis em solventes polares como a água.

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas:

- a) II, IV e V.
- ☒ b) II, III e IV.
- c) I, III e V.
- d) I, IV e V.
- e) I, II e III.

Desafiando seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

1. [Ifsul-RS] O principal componente do sal de cozinha é o cloreto de sódio. Este composto se apresenta no estado sólido nas condições ambientes (temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm) em decorrência das fortes atrações que se estabelecem entre seus cátions e ânions. Quando dissolvido em água, são rompidas as ligações químicas
- a) dativas.
 - ☒ b) iônicas.
 - c) metálicas.
 - d) covalentes.
2. [UEA-AM] De acordo com a posição dos elementos Mg e Br na Classificação Periódica e as distribuições eletrônicas de seus átomos, a ligação química entre esses elementos é _____ e a fórmula do composto formado é _____. Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do texto.

- ☒ a) iônica – $MgBr_2$
 - b) iônica – $MgBr$
 - c) covalente – Mg_2Br_3
 - d) covalente – $MgBr_2$
 - e) covalente – $MgBr$
3. [Cefet-MG] Ao reagir um metal alcalino-terroso do terceiro período da Tabela Periódica dos Elementos com um halogênio do segundo período forma-se um composto _____ de fórmula _____. Os termos que completam corretamente as lacunas são, respectivamente,
- ☒ a) iônico e MgF_2 .
 - b) iônico e Na_2O .
 - c) molecular e Na_2S .
 - d) molecular e $MgCl_2$.
4. [UERJ] A nanofiltração é um processo de separação que emprega membranas poliméricas cujo diâmetro de poro está na faixa de 1 nm. Considere uma solução aquosa preparada com sais solúveis

de cálcio, magnésio, sódio e potássio. O processo de nanofiltração dessa solução retém os íons bi-valentes, enquanto permite a passagem da água e dos íons monovalentes.

As espécies iônicas retidas são:

- a) sódio e potássio.
 - b) potássio e cálcio.
 - c) magnésio e sódio.
 - ☒ d) cálcio e magnésio.
5. (Uerj) Diversos compostos formados por metais alcalinos e halogênios têm grande importância fisiológica para os seres vivos. A partir do fluido extracelular de animais, vários desses compostos podem ser preparados. Dentre eles, um é obtido em maior quantidade e outro, apesar de sua importância para a síntese de hormônios, é obtido em quantidades mínimas. Esses dois compostos estão indicados, respectivamente, em:
- ☒ a) NaCl e NaI.
 - b) KCl e K₂S.
 - c) Na₂S e CaCl₂.
 - d) KBr e MgCl₂.
6. (Unifor-CE) Os íons Ca²⁺, ClO⁻ e Cl⁻ compõem o sal de fórmula:
- ☒ a) Ca(ClO)Cl.
 - b) Ca(ClO)Cl₂.
 - c) Ca(ClO)₂Cl.
 - d) Ca₂(ClO)₂Cl.
 - e) Ca₂(ClO)Cl₂.

Leia o texto para responder à questão a seguir.

Experimento – Escrever uma mensagem secreta no laboratório

Materiais e Reagentes Necessários

- Folha de papel
- Pincel fino
- Difusor
- Solução de fenolftaleína
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L ou solução saturada de hidróxido de cálcio

Procedimento Experimental

Utilizando uma solução incolor de fenolftaleína, escreva com um pincel fino uma mensagem numa folha de papel.

A mensagem permanecerá invisível.

Para revelar essa mensagem, borrife a folha de papel com uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio, com o auxílio de um difusor.

A mensagem aparecerá magicamente com a cor vermelha.

Explicação

A fenolftaleína é um indicador que fica vermelho na presença de soluções básicas, nesse caso, uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.

<<http://tinyurl.com/o2vav8v>> Acesso em: 31.08.15. Adaptado.

7. As soluções de NaOH ou Ca(OH)₂ apresentam soluto de caráter
- a) metálico, devido à presença de elétrons livres em suas estruturas.
 - b) iônico, devido à presença de moléculas em suas estruturas.
 - ☒ c) iônico, devido à presença de íons em suas estruturas.
 - d) molecular, devido à presença de íons em suas estruturas.
 - e) molecular, devido à presença de moléculas em suas estruturas.
8. (Fac. Albert Einstein-SP) A temperatura de fusão de compostos iônicos está relacionada à energia reticular, ou seja, à intensidade da atração entre cátions e ânions na estrutura do retículo cristalino iônico.
- A força de atração entre cargas elétricas opostas depende do produto das cargas e da distância entre elas. De modo geral, quanto maior o produto entre os módulos das cargas elétricas dos íons e menores as distâncias entre os seus núcleos, maior a energia reticular.
- Considere os seguintes pares de substâncias iônicas:
- I. MgF₂ e MgO.
 - II. KF e CaO.
 - III. LiF e KBr.
- As substâncias que apresentam a maior temperatura de fusão nos grupos I, II e III são, respectivamente,
- ☒ a) MgO, CaO e LiF.
 - b) MgF₂, KF e KBr.
 - c) MgO, KF e LiF.
 - d) MgF₂, CaO e KBr.

9. [Uerj] Para que os fogos de artifício produzam cores diferentes, os fabricantes misturam à pólvora sais de alguns metais, como os da tabela a seguir.

Metal	Coloração obtida
bário	verde
cálcio	laranja
cobre	azul
estrôncio ou lítio	vermelha
ferro	dourada
sódio	amarela
titânio, alumínio ou magnésio	prateada

Considerando as informações da tabela acima, identifique o metal alcalino terroso responsável pela cor prateada e apresente a fórmula mínima do cloreto formado por esse elemento; em seguida, aponte a coloração obtida pelo metal que possui menor raio atômico e determine sua carga quando na forma de cátion.

10. [Insper-SP] Um professor entregou a cada aluno o nome de um personagem da série de TV Game of Thrones®. Em seguida, solicitou que cada aluno utilizasse as letras do nome do personagem para escrever símbolos de elementos químicos, comparar propriedades periódicas desses elementos e construir as fórmulas dos possíveis compostos formados por eles. Só valiam os símbolos formados pela leitura feita da esquerda para a direita e com letras subsequentes. Um dos alunos recebeu o nome do personagem **Bran Stark**. Para esse personagem, o elemento com maior raio atômico representado pelas letras do nome e sobrenome e a fórmula do composto iônico formado pelos símbolos contidos nas letras do sobrenome são, respectivamente,
- enxofre e KS.
 - potássio e KS_2 .
 - boro e KS.
 - ☒ rádio e K_2S .
 - nitrogênio e K_2S .

11. [Uece] Considere quatro elementos químicos representados por: G, J, X e Z. Sabendo-se que os elementos J e G pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica, e que os elementos J, X e Z apresentam números atômicos consecutivos, sendo X um gás nobre, é correto afirmar-se que
- os elementos J e G apresentam potenciais de ionização idênticos por possuírem o mesmo número de elétrons no último nível.
 - ☒ o composto formado por J e Z é iônico e sua fórmula química é ZJ.
 - o composto formado por G e Z é molecular e sua fórmula química é ZG_2 .
 - o composto JX apresenta ligação coordenada.

12. [PUC-RJ] Levando em conta as ligações e interações que ocorrem entre átomos e moléculas, dentre as substâncias abaixo, a que possui maior ponto de fusão é
- H_2O .
 - CO_2 .
 - ☒ CaCl_2 .
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
 - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

13. [Vunesp-SP] Três substâncias puras, X, Y e Z, tiveram suas condutividades elétricas testadas, tanto no estado sólido como no estado líquido, e os dados obtidos encontram-se resumidos na tabela.

Substância	Conduz corrente elétrica no estado	
	sólido	líquido
X	sim	sim
Y	não	sim
Z	não	não

Com base nessas informações, é correto classificar como substância(s) iônica(s)

- Y e Z, apenas.
- X, Y e Z.
- X e Y, apenas.
- ☒ Y, apenas.
- X, apenas.

Ligações covalentes

Gilbert Lewis propôs um modelo de ligação química em que átomos compartilhavam pares eletrônicos das respectivas camadas de valência.

Veja como ele explicou a formação da substância molecular mais simples: o gás hidrogênio (H_2).

O H_2 é formado quando dois átomos de hidrogênio se unem. Os átomos de hidrogênio, para ficar com uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre (no caso o He), precisam ter 2 elétrons na sua camada de valência. Para que isso ocorra é necessário que haja o compartilhamento de um par de elétrons. Esse processo pode ser representado assim:

Hidrogênio: $1H - 1s^1$

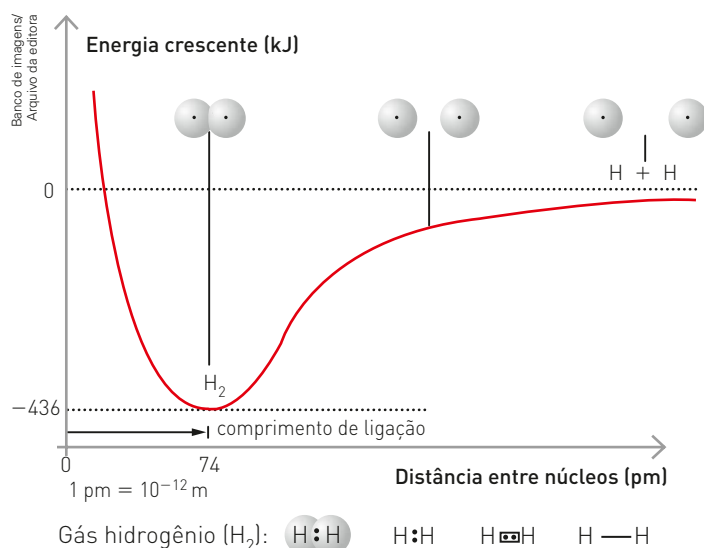
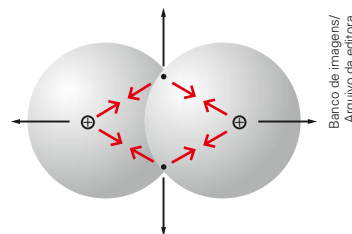


O par de elétrons compartilhado pelos dois átomos permite que ambos apresentem a configuração eletrônica de um gás nobre ($2He: 1s^2, K = 2$).

Os átomos permanecem unidos por um conjunto de forças que podem ser classificadas como:

- atrativas: entre os elétrons e os núcleos;
- repulsivas: elétron-elétron e núcleo-núcleo.

O equilíbrio entre esse conjunto de forças ocorre a certa distância entre os núcleos, que corresponde a uma situação de menor energia e máxima estabilidade. Nessas condições, essa distância corresponde ao comprimento de ligação.



CORES FANTASIA



AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

- O sinal negativo, no gráfico, indica estar havendo liberação de energia.
- Na sequência do gráfico, você vê três diferentes formas de representar uma molécula: a **fórmula molecular** (H_2), a **fórmula eletrônica** ou **fórmula de Lewis** ($H : H$) e a **fórmula estrutural** ou **fórmula estrutural plana** ou **de Couper** ($H - H$). Você saberá mais a respeito ainda neste capítulo, no tópico "Fórmulas químicas".

Para Lewis, os pares eletrônicos podem ser constituídos por **1 elétron de cada átomo**, ou por **2 elétrons de um mesmo átomo**, e são compartilhados simultaneamente pelos dois átomos envolvidos na ligação.

Como não ocorre ganho nem perda de elétrons, formam-se estruturas eletricamente neutras, de grandeza limitada, denominadas **moléculas**. Por esse motivo, essa ligação também é denominada **molecular**.

Esquemáticamente, a ligação covalente pode ser representada assim:

Átomos	A	B
Tendência	receber elétrons	receber elétrons
Classificação	hidrogênio, ametais	hidrogênio, ametais

Em alguns veículos espaciais, utiliza-se hidrogênio líquido como combustível. A reação entre o hidrogênio e o oxigênio, também em estado líquido, produz vapor-d'água. Tanto nas moléculas de hidrogênio líquido como nas de oxigênio líquido e nas de água, os átomos estão unidos por meio de ligações covalentes.

Para ver um infográfico animado do funcionamento de um ônibus espacial, visite a página: <<http://ultimosegundo.ig.com.br/ciencia/infografico+como+voa+um+onibus+espacialn1597070495090.html>>. Acesso em: 9 nov. 2017.

// Na imagem é possível visualizar apenas um foguete propulsor, mas existem dois.

CORES FANTASIA

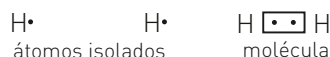
AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

A ligação covalente e a tabela periódica

Os átomos de hidrogênio têm 1 elétron na sua camada de valência ($H: Z = 1$) e se estabilizam com 2 elétrons. Para isso, devem compartilhar seu elétron e estabelecer uma ligação covalente simples.

$H \cdot$ precisa de mais 1 elétron

Quando 2 átomos de hidrogênio (H) se unem formando o gás hidrogênio (H_2), ocorre o compartilhamento de um par eletrônico.



Na molécula H_2 , ambos os átomos apresentam 2 elétrons compartilhados. Cada átomo de hidrogênio sempre estabelece uma ligação covalente simples com qualquer outro átomo que não seja um metal. Observe como os átomos de hidrogênio se ligam a átomos de elementos das famílias 17, 16, 15 e 14.

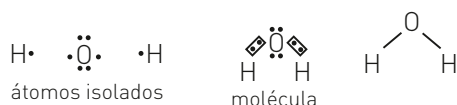
Os elementos da família 17, como o flúor, têm 7 elétrons na camada de valência. Esses átomos precisam de 8 para se estabilizarem.



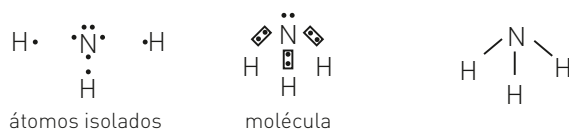
O flúor precisa de mais 1 elétron, e cada átomo de hidrogênio participa na ligação com 1 elétron. Para estabilizar o átomo de flúor, portanto, basta um átomo de hidrogênio.



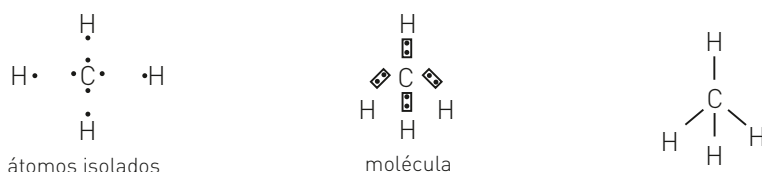
Os elementos da família 16, como o oxigênio, têm 6 elétrons na camada de valência e, para se estabilizar, precisam de mais dois elétrons. Para isso, devem se ligar a dois átomos de hidrogênio.



Os elementos da família 15, como o nitrogênio, têm 5 elétrons na camada de valência e, por isso, precisam de 3 elétrons. Quando 1 átomo de nitrogênio se combina com o elemento H, são necessários 3 átomos de hidrogênio, pois este só pode compartilhar um elétron.



Os átomos do elemento carbono, que pertence à família 14, têm 4 elétrons na sua camada de valência e, por isso, precisam de mais 4 elétrons para alcançar a estabilidade. Quando um átomo de carbono se combina com átomos de hidrogênio, são necessários 4 átomos deste, pois o hidrogênio só pode compartilhar 1 elétron.



Como vimos, átomos de hidrogênio só podem fazer ligações covalentes simples, porém átomos de elementos de outras famílias podem estabelecer ligações covalentes duplas ou triplas.

Na formação da molécula do gás oxigênio (O_2) ocorre o compartilhamento de 2 elétrons de cada átomo, estabelecendo uma ligação covalente dupla.



O gás nitrogênio (N_2) tem suas moléculas formadas pela união de dois átomos de N por meio do compartilhamento de 3 elétrons de cada um, estabelecendo uma tripla ligação.



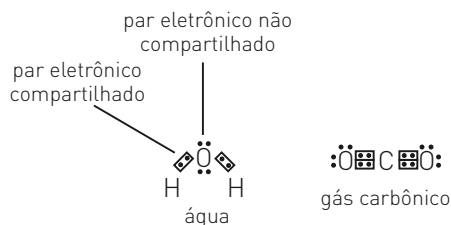
Compostos moleculares

Fórmulas dos compostos moleculares

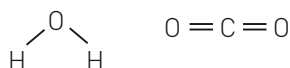
A representação do número e dos tipos de átomos que formam uma molécula é feita por uma fórmula química. Existem três tipos de fórmulas: a molecular, a eletrônica e a estrutural plana.

- **Fórmula molecular:** é a representação mais simples e indica apenas quantos átomos de cada elemento químico formam a molécula. Exemplos: H_2O (água); CO_2 (gás carbônico).

- **Fórmula eletrônica**, também conhecida como fórmula de Lewis, mostra, além dos átomos envolvidos na ligação, os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos:



- **Fórmula estrutural plana**, também conhecida como fórmula estrutural de Couper, representa cada par de elétrons entre dois átomos por um traço:



Com base nas fórmulas moleculares, podemos construir as fórmulas eletrônicas e estruturais de duas maneiras diferentes.

Vejamos essas duas maneiras.

1ª maneira: devemos conhecer a fórmula molecular e o número de elétrons da camada de valência de cada átomo e fazer o compartilhamento dos elétrons necessários para completar o octeto. Veja os exemplos:

Fórmula molecular	Átomos isolados com os elétrons da camada de valência	Formação dos pares eletrônicos	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
OF ₂				
NCl ₃				
SO ₂				

Na fórmula estrutural, cada traço corresponde a um par de elétrons, compartilhados ou não.

Você pode notar que, no caso do SO₂, uma das ligações foi feita por meio do compartilhamento de dois elétrons de apenas um dos átomos envolvidos: o enxofre. Não existe restrição a esse compartilhamento, desde que seja completado o octeto.

O estabelecimento da fórmula molecular e estrutural também pode ser feito a partir de uma teoria denominada expansão do octeto. Porém, essa teoria não será objeto de estudo deste curso de Ensino Médio.

2ª maneira: conhecendo a fórmula molecular, podemos representar as fórmulas estruturais e eletrônicas considerando o número de elétrons com os quais os átomos se estabilizam, ou seja, completam o octeto. Assim, o hidrogênio se estabiliza com 2 elétrons (semelhante ao hélio), e os demais elementos, com 8 elétrons, que é o número de elétrons que os gases nobres apresentam em sua camada de valência. Note que cada par compartilhado corresponde a uma ligação, representada por um traço.

Vejam os exemplos:

- Para a molécula de HCl :

Inicialmente, devemos saber com quantos elétrons cada átomo se estabiliza, no caso:

$$\left. \begin{array}{l} \text{H} = \text{se estabiliza com } 2 \text{ e}^- \\ \text{Cl} = \text{se estabiliza com } 8 \text{ e}^- \end{array} \right\} = 10 \text{ e}^-$$

Total de elétrons necessários para estabilizar = 10 e^-

Também devemos conhecer o número de elétrons que existem na camada de valência de cada átomo.

$$\left. \begin{array}{l} \text{H} = 1 \text{ e}^- \text{ na camada de valência} \\ \text{Cl} = 7 \text{ e}^- \text{ na camada de valência} \end{array} \right\} = 8 \text{ e}^-$$

Total de elétrons nas camadas de valência = 8 e^-

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar (10 e^-) e o total de elétrons nas camadas de valência (8 e^-) é: $10 - 8 = 2$.

Dois (2 e^-) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, ao número de ligações.

Assim, temos:



Se desejarmos representar os elétrons não compartilhados, no caso, pelo cloro (Cl), basta completar com pares eletrônicos até atingir o octeto.



- Para a molécula de NH_3 :

Inicialmente, devemos conhecer com quantos elétrons cada átomo se estabiliza, no caso:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ átomo de N} = 8 \text{ e}^- \\ 3 \text{ átomos de H} = 3 \cdot 2 \text{ e}^- = 6 \text{ e}^- \end{array} \right\} = 14 \text{ e}^-$$

Total de elétrons necessários para estabilizar = 14 e^-

Apresentam na camada de valência:

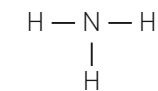
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ átomo de N} = 5 \text{ e}^- \\ 3 \text{ átomos de H} = 3 \cdot 1 \text{ e}^- = 3 \text{ e}^- \end{array} \right\} = 8 \text{ e}^-$$

Total de elétrons nas camadas de valência = 8 e^-

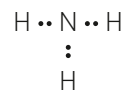
A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar (14 e^-) e o total de elétrons nas camadas de valência (8 e^-) é: $14 - 8 = 6$

Seis ($6 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, a 3 ligações covalentes ($—$), que devem ser utilizadas para unir os átomos.

Assim, temos:

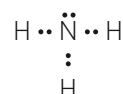
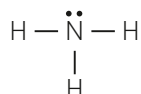


fórmula estrutural



fórmula eletrônica

Para a representação dos elétrons não compartilhados, no caso, pelo nitrogênio (N), devemos representar um par eletrônico e o octeto será alcançado.



- Para a molécula de O_2 :

Estabilizam-se com:

$$2 \text{ átomos de O} = 2 \cdot 8 e^- = 16 e^- \} = 16 e^-$$

Total de elétrons necessários para estabilizar = $16 e^-$

Apresentam na camada de valência:

$$2 \text{ átomos de O} = 2 \cdot 6 e^- = 12 e^- \} = 12 e^-$$

Total de elétrons nas camadas de valência = $12 e^-$

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar ($16 e^-$) e o total de elétrons nas camadas de valência ($12 e^-$) é: $16 - 12 = 4$.

Quatro ($4 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, a 2 ligações covalentes ($—$), que devem ser utilizadas para unir os átomos:



fórmula estrutural



fórmula eletrônica

Note a existência de uma dupla ligação.

Representando os elétrons não compartilhados:



- Para a molécula de CO:

Precisam de

$$\begin{cases} 1 \text{ C} \cdot 8 e^- = 8 e^- \\ 1 \text{ O} \cdot 8 e^- = 8 e^- \end{cases} > 16 e^-$$

Possuem

$$\begin{cases} 1 \text{ C} \cdot 4 e^- = 4 e^- \\ 1 \text{ O} \cdot 6 e^- = 6 e^- \end{cases} > 10 e^-$$

A diferença $6 e^- \rightarrow 3$ ligações



Fórmula estrutural



Fórmula eletrônica

Note a existência de uma tripla ligação.

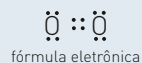
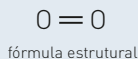
Representando os elétrons não compartilhados:



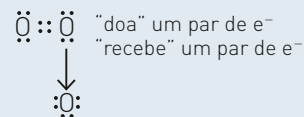
Lembre-se de que esses são alguns modelos elaborados para explicar as estruturas e o comportamento das substâncias e ainda que modelos servem para ressaltar apenas alguns aspectos do fenômeno que estamos tratando, e não são definitivos.

Uma representação histórica

Vamos considerar uma molécula de O_2 .



Se desejarmos ligar mais um átomo de oxigênio para originarmos o ozônio (O_3), teremos uma ligação covalente em que um par eletrônico é "dado" por apenas um dos átomos.



Nesse modelo histórico, essa ligação covalente era denominada ligação coordenada ou ligação dativa e representada por uma seta ($\rightarrow$):



Atualmente, a denominada ligação dativa (termo em desuso) é considerada uma ligação covalente comum e sua representação é:



Exercícios resolvidos

1. O peróxido de hidrogênio, mais conhecido por água oxigenada (H_2O_2), sofre decomposição originando água (H_2O) e gás oxigênio (O_2).

A reação pode ser representada pela equação:
 $2 H_2O_2 \rightarrow 2 H_2O + O_2$

Represente as fórmulas eletrônica e estrutural das substâncias: O_2 , H_2O e H_2O_2 .

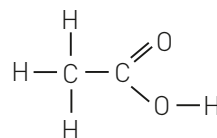
Solução

Lembrando-se de que:

- H tem 1 e^- na camada de valência;
- O tem 6 e^- na camada de valência.

	Eletrônica	Estrutural
O_2	$:\ddot{O}::\ddot{O}:$	$O=O$
H_2O	$H-\ddot{O}-H$	$H-O-H$
H_2O_2	$H-\ddot{O}-\ddot{O}-H$	$H-O-O-H$

2. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético cuja fórmula estrutural pode ser representada por:



A respeito da estrutura de uma molécula do ácido:

- Escreva em seu caderno sua fórmula molecular.
- Qual é o número total de elétrons compartilhados?
- Qual é o número total de elétrons da camada de valência não compartilhados?

Dados: Família H = 1 (1A); C = 14 (4A); O = 16 (6A).

Solução

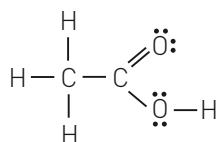
- a) Na estrutura de uma molécula, temos:

- 2 átomos de carbono: 2 C
- 4 átomos de hidrogênio: 4 H
- 2 átomos de oxigênio: 2 O
- fórmula molecular: $C_2H_4O_2$

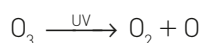
- b) Cada ligação, representada por um traço (—), corresponde a 1 par de elétrons compartilhados. Total de ligações = 8 $\Rightarrow$ 16 elétrons compartilhados.

- c) Cada átomo de hidrogênio apresenta 1 elétron na camada de valência e este está compartilhado. Cada átomo de carbono apresenta 4 elétrons na camada de valência e estes estão compartilhados.

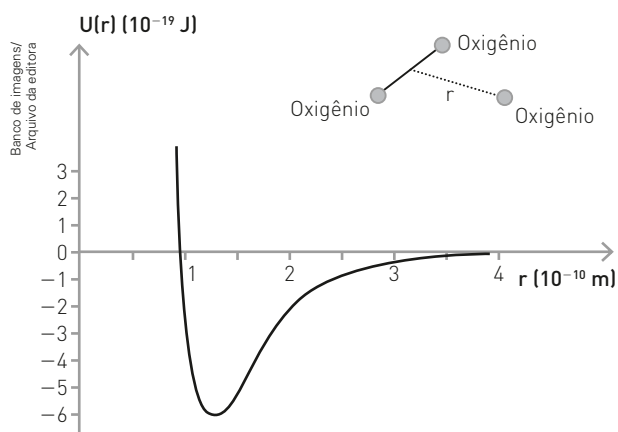
Cada átomo de oxigênio apresenta 6 elétrons na camada de valência e somente 2 elétrons são compartilhados; logo, o número total de elétrons não compartilhados da camada de valência é igual a 8.



3. (Fuvest-SP) Na estratosfera, há um ciclo constante de criação e destruição do ozônio. A equação que representa a destruição do ozônio pela ação da luz ultravioleta solar UV é:



O gráfico representa a energia potencial de ligação entre um dos átomos de oxigênio que constitui a molécula de O_3 e os outros dois, como função da distância de separação r .



A frequência dos fótons da luz ultravioleta que corresponde à energia de quebra de uma ligação da molécula de ozônio para formar uma molécula de O_2 e um átomo de oxigênio é, aproximadamente,

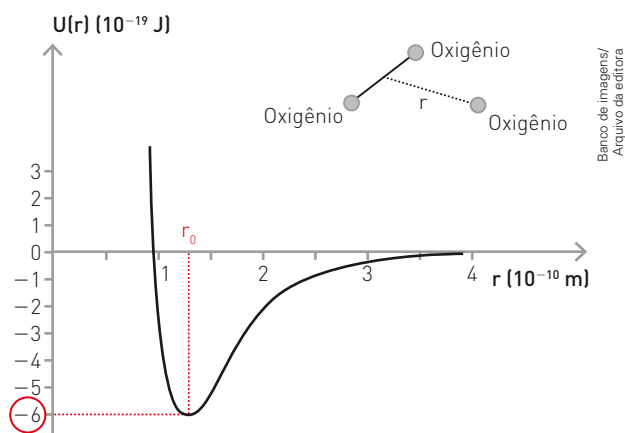
- a) $1 \cdot 10^{15}$ Hz. d) $4 \cdot 10^{15}$ Hz.
b) $2 \cdot 10^{15}$ Hz. e) $5 \cdot 10^{15}$ Hz.
c) $3 \cdot 10^{15}$ Hz.

Solução

Sabendo que:

- $E = hf$
- E é a energia do fóton.
- f é a frequência da luz.
- Constante de Planck, $h = 6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Para que a ligação entre um átomo de oxigênio e a molécula de O_2 seja quebrada, é necessário que o fóton transmita à molécula de ozônio uma energia, em valor absoluto, igual à energia de ligação entre eles. Do gráfico, essa energia corresponde a $6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.



Assim:

$$\begin{aligned} E &= |U| \\ h \cdot f &= |U| \\ 6 \cdot 10^{-34} \cdot f &= 6 \cdot 10^{-19} \\ f &= \frac{6 \cdot 10^{-19}}{6 \cdot 10^{-34}} = 1 \cdot 10^{15} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Alternativa a.

Fundamentando seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a Tabela Periódica.

1. A fosfina (PH_3) é um gás incolor que se inflama espontaneamente à temperatura ambiente e é formada pela decomposição de material orgânico. Se você estiver parado em frente a um tumulto e ocorrer a combustão espontânea da fosfina, sua reação natural será correr.

Se correr, terá a impressão de que o fogo acompanha você. Isso ocorre devido ao deslocamento de ar. Esse fenômeno é conhecido por fogo-fátuo.

Sabendo que:

P = grupo 15 – 5ª.

H = grupo 1 – 1ª.

Escreva as fórmulas eletrônica e estrutural desse gás.

2. Os elementos carbono, nitrogênio, oxigênio e flúor estão situados, respectivamente, nas famílias 14, 15, 16 e 17 da tabela periódica. Com base nessas informações, represente as fórmulas estruturais das seguintes substâncias:

- a) CF_4 .
- b) NF_3 .
- c) OF_2 .

3. Complete o quadro com as fórmulas que faltam.

Fórmula		
Molecular	Eletrônica	Estrutural
Cl_2		
	$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{C}} \cdot \cdot$	
		$\begin{array}{c} \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

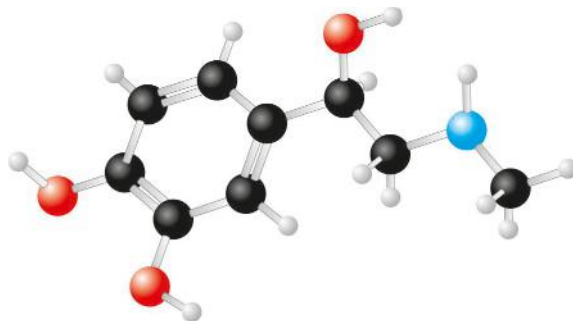
4. A adrenalina é uma substância liberada em nosso organismo em momentos de tensão, medo e pânico.



/// Bungee jump.

Strahil Dimitrov/Shutterstock

A adrenalina aumenta a pulsação cardíaca. Sua estrutura pode ser a representada a seguir.

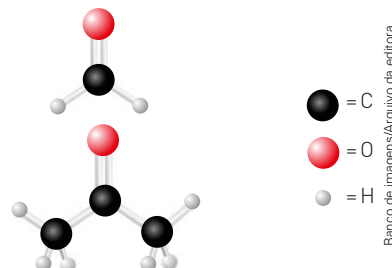


Banco de imagens/Arquivo da editora

Dadas as informações abaixo, escreva sua fórmula molecular colocando os símbolos na ordem dada.

- I. carbono: preto;
- II. hidrogênio: cinza;
- III. oxigênio: vermelho;
- IV. nitrogênio: azul.

5. Os modelos mostram, respectivamente, uma molécula de aldeído fórmico (formol) e uma molécula de acetona.



Banco de imagens/Arquivo da editora

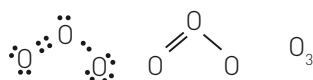
A respeito dessas moléculas, responda:

- a) A fórmula molecular do aldeído fórmico é CH_2O . Escreva a fórmula molecular da acetona.
- b) Indique o número total de elétrons compartilhados em cada molécula.
- c) Indique o número total de elétrons da camada de valência não compartilhados na molécula de acetona.

Desenvolvendo seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

1. Observe o exemplo que mostra os modelos das fórmulas eletrônica, estrutural e molecular, respectivamente, de uma molécula do gás ozônio.



Escreva as fórmulas estruturais e moleculares correspondentes às seguintes fórmulas eletrônicas:

a) $\cdot \text{C} \cdot \cdot \text{O} \cdot$

c) $\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \ddot{\text{C}} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$

b) $\begin{array}{c} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \\ \vdots \\ \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \text{S} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \\ \vdots \end{array}$

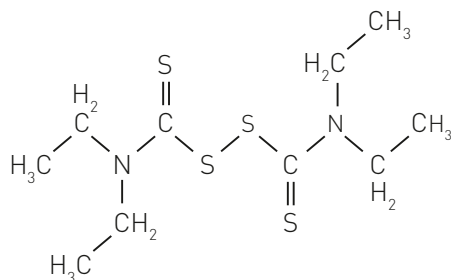
d) $\begin{array}{c} \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \\ \vdots \\ \text{H} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \text{H} \\ \vdots \\ \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \end{array}$

2. Observe as fórmulas e leia o texto a seguir.

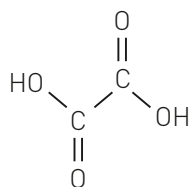
Fórmula molecular		
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH_4	Não existem pares eletrônicos não compartilhados da camada de valência.
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \ddot{\text{Cl}}: \\ \\ \text{H} \end{array}$	H_3CCl	3 pares eletrônicos não compartilhados da camada de valência.
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} = \ddot{\text{O}} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	H_2CO	2 pares eletrônicos não compartilhados da camada de valência.

Com base nessas informações e consultando a tabela periódica, responda à seguinte questão:

O medicamento *dissulfiram*, cuja fórmula estrutural está representada abaixo, tem grande importância terapêutica social, pois é usado no tratamento do alcoolismo. A administração de dosagem adequada provoca no indivíduo grande intolerância a bebidas que contenham etanol.



- Escreva em seu caderno a fórmula molecular do *dissulfiram*.
 - Quantos pares de elétrons não compartilhados existem nessa molécula?
 - Seria possível preparar um composto com a mesma estrutura do *dissulfiram*, no qual os átomos de nitrogênio fossem substituídos por átomos de oxigênio? Responda sim ou não e justifique.
3. (IFSP) O ácido oxálico está presente em produtos utilizados para remover manchas de ferrugem em tecidos. A fórmula estrutural desse ácido é:



O exame dessa fórmula mostra que, na molécula de ácido oxálico, existem entre os átomos ligações

- iônicas.
 - de hidrogênio.
 - covalentes.
 - metálicas.
 - dativas.
4. (Vunesp-SP) Além do iodeto de prata (AgI), outras substâncias podem ser utilizadas como agentes aglutinadores para a formação de gotas de água, tais como o cloreto de sódio (NaCl), o gás carbônico (CO_2) e a própria água (H_2O). Considerando o tipo de força interatômica que mantém unidas as espécies de cada agente aglutinador, é correto classificar como substância molecular:
- o gás carbônico e o iodeto de prata.
 - apenas o gás carbônico.
 - o gás carbônico e a água.
 - apenas a água.
 - a água e o cloreto de sódio.
5. (Feeq-CE) O selênio e o enxofre pertencem à família 16 (6 A) da tabela periódica. Sendo assim, o seleneto e o sulfeto de hidrogênio são representados, respectivamente, pelas fórmulas:
- HSe e HS .
 - H_2Se e HS .
 - HSe e H_2S .
 - H_2Se e H_2S .
 - H_3Se e H_3S .
6. (PUC-RJ) As fórmulas dos hidretos de alguns ametais e semimetais estão apresentadas a seguir: AlH_3 , SiH_4 , PH_3 , GaH_3 , AsH_3 , InH_3 , SnH_4 , SbH_3 . Com base nesses dados e com o auxílio da tabela periódica, pode-se dizer que a fórmula correta para o hidreto de germânio será:
- GeH .
 - GeH_3 .
 - GeH_5 .
 - GeH_2 .
 - GeH_4 .
7. (Fuvest-SP) Considere o elemento cloro formando compostos com, respectivamente, hidrogênio, carbono, sódio e cálcio.
- Com quais desses elementos o cloro forma compostos covalentes?
 - Qual a fórmula eletrônica de um dos compostos covalentes formados?

8. (Unirio-RJ) O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença desse gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando ele é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

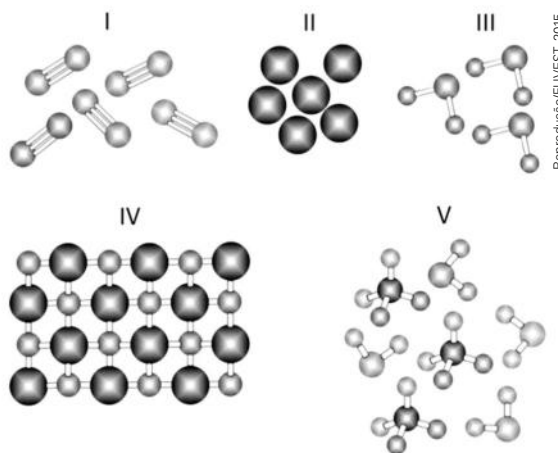
- ☒ a) 4.
- b) 1.
- c) 2.
- d) 3.
- e) 0.

9. (UFSC) Identifique a(s) proposição(ões) correta(s). Os compostos formados a partir dos elementos oxigênio, cloro, sódio e cálcio devem apresentar fórmulas, ligações químicas predominantes e estados físicos, em condições ambientes, respectivamente:

- 01) CaCl_2 , iônica, sólido.
- 02) NaCl , iônica, líquido.
- 04) Cl_2 , covalente, gasoso.
- 08) Na_2O , covalente, líquido.
- 16) O_2 , iônica, gasoso.

01 e 04.

10. (Fuvest-SP) Considere as figuras a seguir, em que cada esfera representa um átomo.



As figuras mais adequadas para representar, respectivamente, uma mistura de compostos moleculares e uma amostra da substância nitrogênio são:

- a) III e II.
- b) IV e III.
- c) IV e I.
- d) V e II.
- ☒ e) V e I.

Desafiando seus conhecimentos

1. O gás carbônico (CO_2) é o principal responsável pelo efeito estufa, enquanto o dióxido de enxofre (SO_2) é um dos principais poluentes atmosféricos. Se considerarmos uma molécula de CO_2 e uma molécula de SO_2 , podemos afirmar que o número total de elétrons compartilhados em cada molécula é, respectivamente, igual a:

Dados os números atômicos: C = 6; O = 8; S = 16.

- a) 4 e 3.
- b) 2 e 4.
- c) 4 e 4.
- d) 8 e 4.
- ☒ e) 8 e 6.

Utilize as informações para responder às questões 2 a 4.

2. (UFPE) Considerando os elementos químicos com as seguintes configurações eletrônicas:

Aa: $1s^2$.

Bb: $1s^2 2s^1$.

Cc: $1s^2 2s^2 2p^2$.

Dd: $1s^2 2s^2 2p^4$.

Ee: $1s^2 2s^2 2p^5$.

Ff: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Gg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

analise as afirmativas a seguir.

- ☒ a) Apenas dois desses elementos apresentam configuração eletrônica de gás nobre.
- b) Aa e Dd podem formar moléculas diatômicas homonucleares.
- c) A molécula de Aa_2 é formada por uma ligação simples, e a molécula de Dd_2 tem ligação dupla.
- d) Aa, Bb e Ff pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.
- ☒ e) Bb, Cc e Ee pertencem ao mesmo período da tabela periódica.

3. (UFPE) Também em relação aos elementos químicos cujas configurações eletrônicas foram apresentadas na questão anterior, analise as afirmativas a seguir.

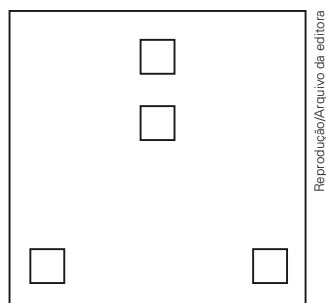
- ✗ a) Bb e Gg formam cátions monovalentes.
- b) A primeira energia de ionização de Gg é maior que a de Bb.
- c) Uma substância resultante da combinação de Aa com Dd deverá ter a fórmula Aa_2Dd .
- d) Aa e Bb formam compostos covalentes quando se combinam com Ee.
- e) Ff_2 deve ser um composto estável.

4. (UFPE) Ainda com relação às configurações eletrônicas apresentadas na questão 2, é **incorreto** dizer que:

- a) GgEe é um composto iônico.
- b) Dd_2 é um gás nas condições ambientes.
- ✗ c) $CcAa_3$ e $CcDd_2$ são compostos estáveis.
- d) Dd e Ee são muito eletronegativos.
- e) Gg é um metal.

5. (Unicamp-SP) A partir de um medicamento que reduz a ocorrência das complicações do diabetes, pesquisadores da Unicamp conseguiram inibir o aumento de tumores em cobaias. Esse medicamento é derivado da guanidina, $C(NH)(NH_2)_2$, que também pode ser encontrada em produtos para alisamento de cabelos.

- a) Levando em conta o conhecimento químico, preencha os quadrados incluídos no espaço de resposta abaixo com os símbolos de átomos ou de grupos de átomos, e ligue-os através de linhas, de modo que a figura obtida represente a molécula da guanidina.

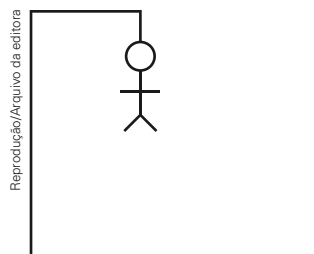


- b) Que denominação a figura completa e sem os quadrados recebe em química? E o que representam as diferentes linhas desenhadas?
6. (Ifsul-RS) Para o processo de purificação da água, são adicionadas substâncias como sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$, para formação de flocos com a sujeira da água; cloro, Cl_2 , para desinfecção; óxido de cálcio, CaO , para ajuste de pH, e flúor, F_2 , para prevenção de cáries.

O tipo de ligação que une os elementos das substâncias utilizadas no processo de purificação da água é:

- a) covalente/iônica, iônica, covalente e iônica.
- b) covalente/iônica, covalente, covalente e iônica.
- ✗ c) iônica/covalente, covalente, iônica e covalente.
- d) iônica/covalente, iônica, iônica, covalente.

7. (UFJF-MG)



Dois estudantes do ensino médio estavam brincando de forca durante a aula de Química. O professor resolveu dar-lhes uma charada baseada no assunto da aula: Propriedades periódicas! Siga as dicas e veja se consegue matar a charada!

Dicas:

- I. É um nome próprio feminino com três sílabas.
- II. A primeira sílaba corresponde a um elemento que possui 7 elétrons de valência e está no quinto período da Tabela Periódica.
- III. A segunda sílaba corresponde a um metal de número atômico 75.
- IV. A terceira sílaba corresponde ao elemento que possui 10 prótons, 10 elétrons e 10 nêutrons.

- a) Você "matou" a charada! Então, qual é o nome?
- b) Sabe-se que o elemento correspondente à primeira sílaba do nome formado acima sublima em condições ambientais formando uma substância simples (gás diatômico) de coloração violeta e odor irritante. Represente a estrutura de Lewis para o gás diatômico formado.
- c) Qual é a fórmula dos compostos formados entre o elemento correspondente à dica II da charada e os elementos químicos potássio e hidrogênio? De acordo com os dados que constam na tabela a seguir, qual o estado físico destes compostos a $25^\circ C$?

	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Composto com Potássio	681	1 330
Composto com Hidrogênio	-51	-35,4

d) Qual a família do elemento correspondente à terceira sílaba da charada? Cite uma característica desta família.

8. (UnB-DF)

Os médicos costumam prescrever às pessoas hipertensas uma dieta com baixo teor de sódio. Entretanto, esse elemento a que os médicos se referem não é o sódio metálico, um metal muito reativo que, em contato com a água, libera grande quantidade de energia. Na verdade, essa recomendação refere-se aos íons sódio (Na^+), que são ingeridos quando consumimos, principalmente, alimentos que contenham o sal de cozinha. Da mesma maneira, quando os médicos prescrevem ferro às pessoas anêmicas, não quer dizer que elas devam “comer pregos” ou outro objeto feito de ferro. O que se indica é a ingestão de íons de ferro (II), presente, por exemplo, em FeSO_4 .

J. Usberco e E. Salvador. Química - Volume Único. 5a. ed., São Paulo: Saraiva, 2002. Adaptado.

A partir das informações do texto, encontre a afirmação correta.

- x a) Os compostos formados pela combinação dos íons de sódio, cálcio e ferro (III) com o ânion divalente do oxigênio são óxidos e têm, respectivamente, as fórmulas moleculares Na_2O , CaO e Fe_2O_3 .
- b) Sabendo-se que o sódio forma, com um elemento químico Y, um composto de fórmula Na_3Y , é correto afirmar que Y se encontra no grupo 17 e no 2º período da tabela periódica.
- c) Considerando a estrutura de Lewis para a molécula de água oxigenada, é correto afirmar que o número de elétrons compartilhados nessa molécula é igual a 4.
- d) Quando uma solução aquosa de cloreto de sódio é submetida a um processo de filtração simples, o sal fica retido no filtro, que isola o cloreto de sódio do meio líquido.

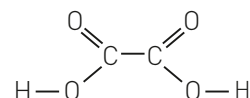
9. Observe a tabela a seguir:

Esquema	A  A	A  A	A  A
Fórmula estrutural de Couper	A — A	A = A	A ≡ A
Pares de elétrons	1 par eletrônico	2 pares eletrônicos	3 pares eletrônicos
Classificação	ligação simples	ligação dupla	ligação tripla
Tipo de ligação	1 sigma (σ)	1 sigma (σ) e 1 pi (π)	1 sigma (σ) e 2 pi (π)

Comprimento da ligação:



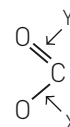
Com base nas informações presentes na tabela e na estrutura do ácido oxálico,



faça o que se pede no itens a seguir:

Dados: família H = 1 (1A); C = 14 (4A); O = 16 (6A)

- Escreva a fórmula molecular do ácido.
- Indique a quantidade de ligações sigma e pi presentes em uma molécula do ácido.
- Indique o número total de elétrons compartilhados.
- Indique o número total de elétrons da camada de valência não compartilhados.
- Indique entre as ligações X e Y qual é a maior.



10. (Fuvest-SP) Em cadeias carbônicas, dois átomos de carbono podem formar ligação simples ($\text{C} - \text{C}$), dupla ($\text{C} = \text{C}$) ou tripla ($\text{C} \equiv \text{C}$). Considere que, para uma ligação simples, a distância média de ligação entre os dois átomos de carbono é de 0,154 nm, e a energia média de ligação é de 348 kJ/mol.

Assim sendo, a distância média de ligação (d) e a energia média de ligação (E), associados à ligação dupla ($\text{C} = \text{C}$), devem ser, respectivamente:

- x a) $d < 0,154 \text{ nm}$ e $E > 348 \text{ kJ/mol}$.
- b) $d < 0,154 \text{ nm}$ e $E < 348 \text{ kJ/mol}$.
- c) $d = 0,154 \text{ nm}$ e $E = 348 \text{ kJ/mol}$.
- d) $d > 0,154 \text{ nm}$ e $E < 348 \text{ kJ/mol}$.
- e) $d > 0,154 \text{ nm}$ e $E > 348 \text{ kJ/mol}$.

Exceções à regra do octeto

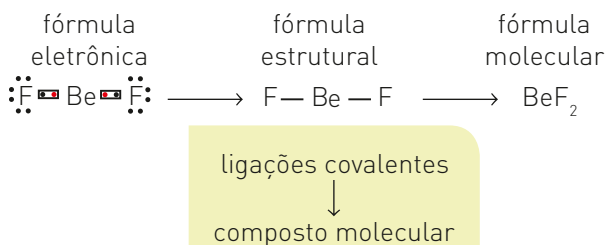
A regra do octeto pode ser utilizada para prever as fórmulas de milhões de substâncias; no entanto, como toda regra, tem exceções.

As exceções à regra do octeto podem ser classificadas em três grupos:

Grupo I – Átomos que adquirem estabilidade com menos de oito elétrons

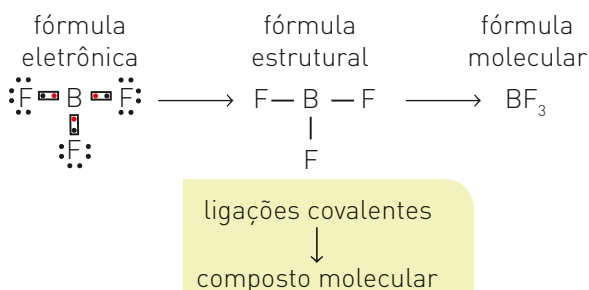
O berílio (Be)

Embora o **berílio** seja classificado como um metal alcalinoterroso, ele não se comporta dessa maneira devido ao fato de apresentar elevadas energias de ionização para seus dois elétrons da camada de valência. Assim, o berílio atinge a estabilidade com duas ligações simples. No entanto, apesar de ficar com seus elétrons de valência emparelhados, apresenta somente quatro elétrons em sua camada de valência após as ligações. Veja, como exemplo, a molécula de difluoreto de berílio (BeF_2):



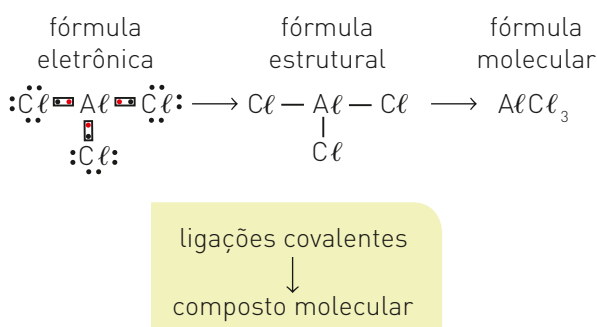
O boro (B)

O **boro** forma um composto estável quando, por meio de três ligações simples, se liga a três átomos de flúor, constituindo o trifluoreto de boro (BF_3). Quando o boro, que apresenta três elétrons de valência, liga-se aos átomos de flúor, que apresentam sete elétrons de valência, fica com todos os seus elétrons emparelhados, mas apresenta somente seis elétrons em sua camada de valência.



O alumínio (Al)

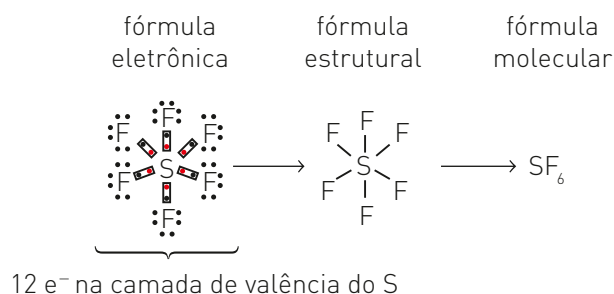
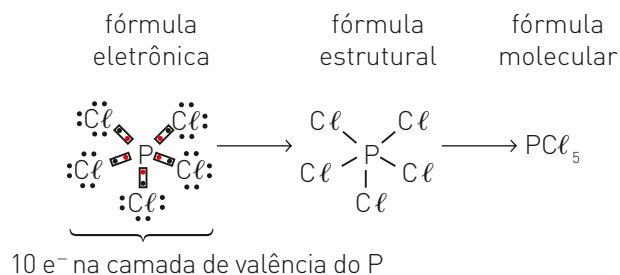
Embora o **alumínio** seja um metal, pode formar ligações covalentes quando combinado com alguns ametais. Veja, por exemplo, a molécula de tricloreto de alumínio (AlCl_3):



Grupo II – Átomos que adquirem estabilidade com mais de oito elétrons

Alguns átomos localizados a partir do terceiro período da tabela periódica podem formar compostos estáveis com mais de oito elétrons na camada de valência do átomo central.

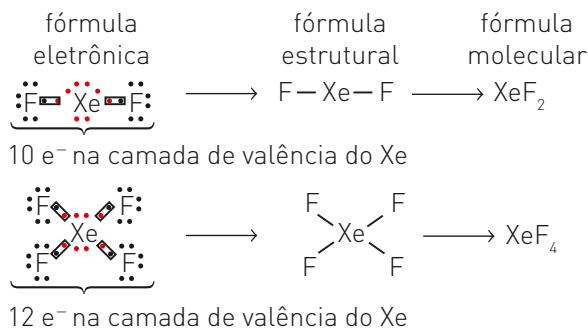
Essa situação é denominada octeto expandido e fica evidente com os seguintes exemplos:



Gases nobres

Até 1962 acreditava-se que os gases nobres eram realmente inertes. Nesse ano, o químico inglês Neil Bartlett (1932-2008) conseguiu provar que, em condições especiais, o gás nobre xenônio se combinava com flúor, oxigênio e nitrogênio (elementos muito eletronegativos).

Veja dois exemplos:

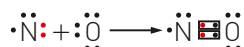


Outros elementos originam compostos estáveis sem, obrigatoriamente, seguir a regra do octeto. Esse foi um dos fatos que levaram Linus Pauling a criar a **Teoria da hibridização**, que será abordada posteriormente, na Introdução à Química Orgânica (volume 3).

Grupo III – Moléculas com número ímpar de elétrons

É evidente que uma molécula com número ímpar de elétrons não pode seguir a regra do octeto.

Por exemplo: o NO apresenta um total de 11 elétrons de valência, sendo 5 deles do **N** e 6 do **O**.



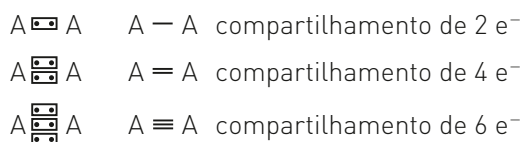
Veja outro exemplo:



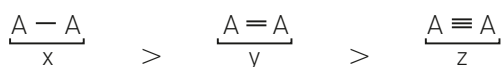
Por apresentarem um elétron livre (não compartilhado), as moléculas de NO e NO₂ são consideradas radicais livres, sendo, portanto, extremamente reativas. Devido a essa característica, os radicais livres têm existência transitória ao intermediar reações químicas. Por exemplo: compostos do tipo CFC formam radicais que agem sobre a camada de ozônio.

Ressonância

Já sabemos que:



À medida que o número de elétrons compartilhados aumenta, o comprimento da ligação diminui. Assim:

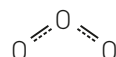


A representação estrutural do O_3 é:

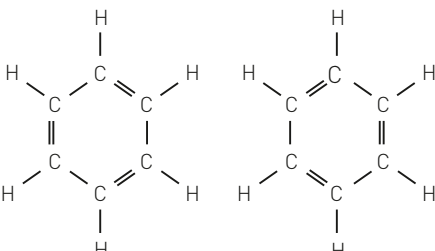
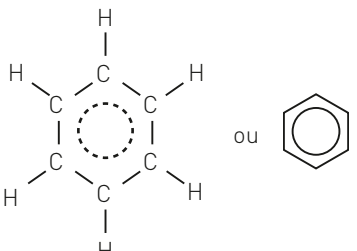


Porém, verifica-se experimentalmente que o comprimento das ligações entre os átomos de oxigênio é o mesmo e apresenta um valor intermediário entre $O=O$ e $O-O$.

Isso significa que a estrutura do O_3 deve ser diferente das apresentadas anteriormente. Essa estrutura é denominada **híbrido de ressonância** e pode ser representada por:



Existe uma nuvem eletrônica deslocalizada ao longo dos três átomos de oxigênio. Esse fenômeno, denominado **ressonância**, é comum a várias espécies. Veja alguns exemplos na tabela abaixo.

Exemplos de ressonância		
Espécie	Formas canônicas de ressonância	Híbrido de ressonância
SO_2 dióxido de enxofre	$O=S-O$ $O-S=O$	$O \equiv S \equiv O$
SO_3 trióxido de enxofre	$O=S-O$ $O=S=O$ $O-S=O$	$O \equiv S \equiv O$
CO_3^{2-} carbonato	$O=C-O^-$ $O^-=C-O$ $O=C-O^-$	$\left[O \equiv C \equiv O \right]^{2-}$
C_6H_6 benzeno		 ou 

Carga formal e as estruturas de Lewis

A comparação entre o número de elétrons de valência em um átomo isolado e o número de elétrons que formam pares, para o mesmo átomo, em uma estrutura de Lewis, permite determinar a distribuição dos elétrons em uma molécula e a estrutura mais plausível.

A carga aparente de cada átomo em moléculas e íons pode ser determinada pela carga formal de cada átomo na estrutura. A carga formal não é a carga real, é uma carga hipotética que pode ser calculada executando-se os seguintes procedimentos:

- determine o número de elétrons de valência do átomo isolado (e_v);
- conte o número de elétrons dos pares eletrônicos não compartilhados ao redor do átomo (e_i);
- adicione metade do número de elétrons de pares ligantes (e_ℓ);
- subtraia de a) as somas dos valores obtidos em b) e c).

A carga formal pode ser calculada da seguinte maneira:

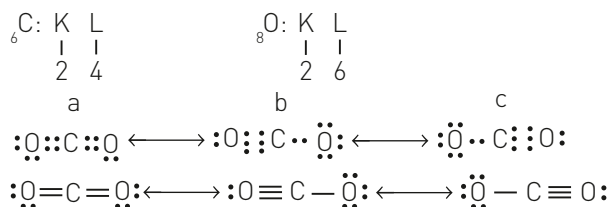
$$CF = \left(\begin{array}{c} \text{número de elétrons} \\ \text{de valência do} \\ \text{átomo isolado} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{número de elétrons} \\ \text{isolados no átomo} \end{array} \right) - \frac{1}{2} \left(\begin{array}{c} \text{número de elétrons} \\ \text{das ligações} \end{array} \right) \Rightarrow CF = e_v - e_i - \frac{1}{2}e_\ell$$

Devemos considerar:

- Sempre que for possível escrever diferentes fórmulas para uma estrutura, deve ser escolhida a que apresentar as menores cargas formais. Comumente a fórmula mais plausível é a que apresenta carga formal zero para todos os átomos.
- Se duas estruturas de Lewis apresentarem as mesmas cargas formais, deve ser escolhida a que apresentar carga formal negativa no elemento mais eletronegativo.
- Sempre que possível, escolha a estrutura de Lewis que não apresente cargas de mesmo sinal em átomos adjacentes.

Veja um exemplo:

Se considerarmos as estruturas de ressonância do dióxido de carbono (CO_2), teremos:



Para escolhermos a estrutura mais plausível, vamos calcular as cargas formais para cada estrutura:

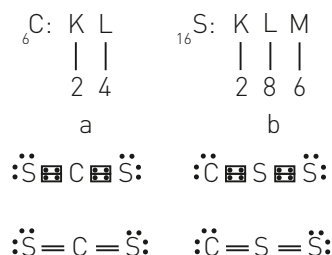
	a			b			c		
	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$			$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$			$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$		
e_v	6	4	6	6	4	6	6	4	6
menos e_i	4	0	4	2	0	6	6	0	2
menos $\frac{1}{2}e_\ell$	2	4	2	3	4	1	1	4	3
(CF)	0	0	0	+1	0	-1	-1	0	+1

A estrutura a, que apresenta carga formal (CF) zero para todos os átomos, é a forma mais plausível.

Veja outro exemplo:

A molécula do bissulfeto de carbono é formada por um átomo de carbono e dois átomos de enxofre.

Para essa molécula poderiam ser propostas duas estruturas de Lewis:



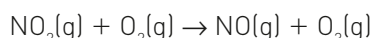
Podemos determinar a fórmula mais plausível, calculando a carga formal dos átomos nas estruturas propostas.

	a			b		
	$\text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}$			$\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}$		
e_v	6	4	6	4	6	6
menos e_i	4	0	4	4	0	4
menos $\frac{1}{2}e_\ell$	2	4	2	2	4	2
(CF)	0	0	0	-2	-2	0

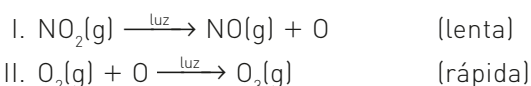
Como na estrutura a os átomos apresentam cargas formais zero, a fórmula acima é a mais plausível.

Exercícios

1. (UEL-PR) O ozônio próximo à superfície é um poluente muito perigoso, pois causa sérios problemas respiratórios e também ataca as plantações através da redução do processo da fotossíntese. Um possível mecanismo que explica a formação de ozônio nos grandes centros urbanos são os produtos da poluição causada pelos carros, representada pela equação química a seguir:



Estudos experimentais mostram que essa reação ocorre em duas etapas:



Com relação às espécies químicas envolvidas nas reações de formação do ozônio no ar atmosférico, é correto afirmar:

(Dados: números atômicos: N = 7 e O = 8.)

- ☒ a) As substâncias NO_2 e NO apresentam número ímpar de elétrons.
- b) O_2 e O_3 são substâncias compostas.
- c) O_3 é menos reativo que O_2 por ser mais iônico.
- d) O oxigênio atômico é muito estável e por isso ataca com facilidade o O_2 .
- e) O NO_2 apresenta três ligações covalentes simples.
2. Faça as fórmulas eletrônicas do óxido nítrico (NO) e do dióxido de nitrogênio (NO_2).
3. Qual é a substância molecular que apresenta um metal em sua fórmula?
- I. NaCl ☒ III. BeCl_2
- II. CaO

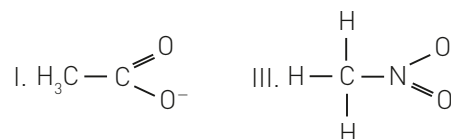
4. (UFPI) Fótons de elevada energia podem excitar elétrons e quebrar ligações, em moléculas biológicas, rearranjando-as e alterando suas propriedades. Graças à camada de ozônio (O_3) na estratosfera de nosso planeta, a radiação ultravioleta de mais alta energia é filtrada. A estrutura da molécula de ozônio, entretanto, não é explicada por meio de uma estrutura de Lewis única. A explicação da estrutura dessa molécula requer o uso do conceito de:

- a) hibridação.
- b) isomerismo.
- c) oxirredução.
- d) alotropia.
- ☒ e) ressonância.

5. (UFPB) Os compostos O_3 , CO_2 , SO_2 , H_2O e HCN são exemplos de moléculas triatômicas que possuem diferentes propriedades e aplicações. Por exemplo, o ozônio bloqueia a radiação ultravioleta que é nociva à saúde humana; o dióxido de carbono é utilizado em processos de refrigeração; o dióxido de enxofre é utilizado na esterilização de frutas secas; a água é um líquido vital; e o ácido cianídrico é utilizado na fabricação de vários tipos de plásticos. Analisando as estruturas dessas substâncias, observa-se a mesma geometria e o fenômeno da ressonância apenas em:

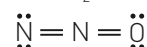
- a) O_3 e H_2O . d) H_2O e SO_2 .
- ☒ b) O_3 e SO_2 . e) H_2O e HCN .
- c) O_3 e CO_2 .

6. Escreva em seu caderno as formas canônicas e as dos híbridos de ressonância das espécies:



7. (UFC-CE) Um indicador da validade das chamadas carnes vermelhas, para fins comestíveis, é a sua coloração. A coloração marrom das carnes envelhecidas resulta dos processos de oxidação do sangue, indicando a não adequação de seu consumo. Entretanto, a adição de nitratos às carnes retarda os processos de oxidação, bem como o desenvolvimento da bactéria do botulismo. Nitrato é oxidado a nitrito, que é convertido a óxido nítrico. Este último reage com a forma oxidada do sangue (hemeproteínas) mantendo a coloração vermelha original das carnes frescas. Descreva as estruturas de Lewis dos íons nitrato (NO_3^-) e nitrito (NO_2^-) e do óxido nítrico (NO).

8. (UFRGS-RS) Observe a estrutura eletrônica de Lewis sugerida para o N_2O .



Nessa estrutura, as cargas formais dos átomos, lidos da esquerda para a direita, são, respectivamente:

- a) zero, zero e zero. d) +1, -1 e zero.
- b) -1, -1 e +2. e) +3, +3 e -6.
- ☒ c) -1, +1 e zero.

Alotropia

Ao compartilharem elétrons, os átomos podem originar uma ou mais substâncias simples diferentes, chamadas variedades alotrópicas. Esse fenômeno é denominado **alotropia**.

As variedades alotrópicas podem diferir entre si devido ao:

- número de átomos que forma cada molécula, ou seja, sua atomicidade;
- arranjo dos átomos no retículo cristalino.

Essas variedades apresentam propriedades físicas diferentes, e suas propriedades químicas, na maioria das vezes, são semelhantes.

Veja a seguir os principais casos de alotropia.

Carbono

Na natureza, o elemento químico carbono (C) forma três variedades alotrópicas naturais: diamante, grafite e fulereno.

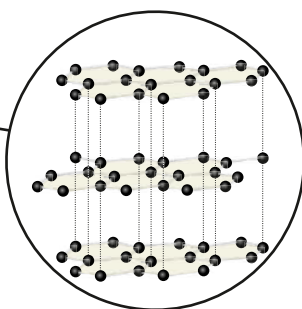
Essas três substâncias simples diferem entre si no arranjo dos átomos que formam o retículo cristalino.



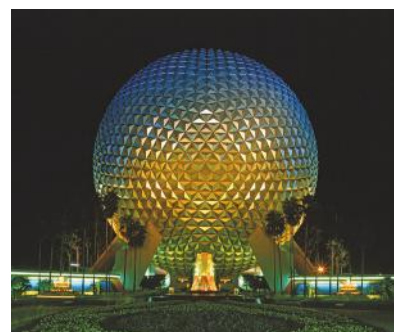
Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo



// A grafite é utilizada como lubrificante sólido e conduz corrente elétrica no estado sólido.



// A grafite apresenta uma estrutura formada por anéis hexagonais contidos em um mesmo plano.



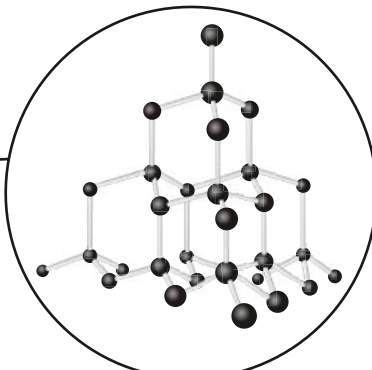
// A molécula do fulereno C_{60} é semelhante a algumas estruturas arquitetônicas, como o domo geodésico do Epcot Center, no estado da Flórida (EUA).

Fridmar Damm/Corbis/Getty Images

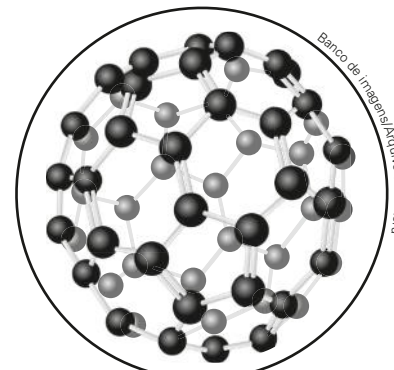
Thinkstock/Getty Images



// O diamante é a substância natural de maior dureza.



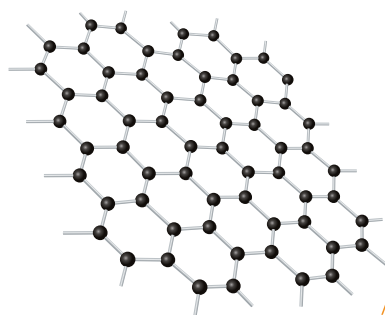
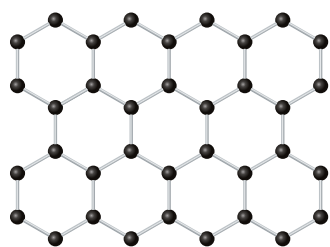
// No diamante, cada átomo de carbono está ligado a outros quatro átomos de carbono, formando uma estrutura espacial.



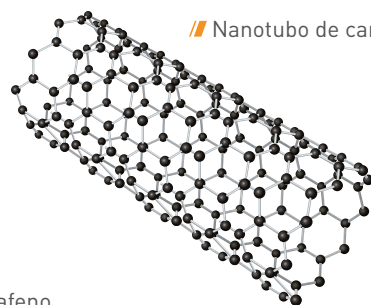
// O fulereno foi descoberto em 1984 e tem a forma de uma bola de futebol, tendo 60 ou mais átomos de carbono.

Banco de imagens/Arquivo do editor

Atualmente, existem duas novas formas alotrópicas do carbono, que são obtidas artificialmente por meio de técnicas de nanotecnologia: grafeno e nanotubos de carbono (folhas de grafeno enroladas).



// Grafeno



// Nanotubo de carbono



BONNINSTUDIO/Stock/Getty Images

// O grafeno é o material 200 vezes mais resistente do que o aço.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

O grafeno consiste basicamente de uma única folha de grafite, de modo que os átomos de carbono apresentam-se formando uma rede hexagonal.

Por se tratar de uma única folha, apresenta a espessura de um átomo. Essa variedade alotrópica do carbono possui características específicas como elevada resistência e flexibilidade, condutibilidade elétrica e térmica, além de ser muito leve.

Utilizando essa variedade alotrópica do carbono, um conjunto de cientistas da Universidade de Manchester, no Reino Unido, desenvolveu uma espécie de “peneira” de óxido de grafeno. Essa “peneira” possui a capacidade de remover os sais presentes na água do mar, sendo possível assim obter água potável a partir da água do mar.

Um desafio em relação à aplicação das membranas de um derivado do grafeno em larga escala é o preço do material. Somente para efeito de comparação, o custo de um grama de ouro atualmente está em cerca de 120 reais, ao passo que um grama de grafeno custa cerca de 350 reais.

SAIBA MAIS

Caso queira conhecer mais propriedades e usos do grafeno, consulte os *sites*:

- <super.abril.com.br/ciencia/peneira-de-grafeno-torna-agua-do-mar-potavel/>.
- <www.bbc.com/portuguese/geral-39483587>.
- <www1.folha.uol.com.br/ciencia/2017/04/1872537-cientistas-criam-peneira-de-grafeno-no-que-torna-agua-do-mar-potavel.shtml>.
- <www.dsc.ufcg.edu.br/~pet/jornal/outubro2013/materias/inovacoes_tecnologicas.html>.
- <www.otempo.com.br/capa/economia/minas-gerais-ter%C3%A1-a-primeira-f%C3%A1brica-de-grafeno-do-brasil-1.1324354>.

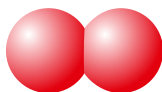
Acessos em: 14 ago. 2017.

Oxigênio

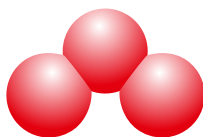
O elemento oxigênio (O) forma duas variedades alotrópicas; uma delas, mais abundante, é o oxigênio comum (O₂) e a outra, o ozônio (O₃).

No oxigênio comum (O₂), os átomos se unem dois a dois, formando moléculas biatômicas.

O O₂ encontra-se, à temperatura ambiente (25 °C), no estado gasoso e está presente na atmosfera terrestre como componente do ar, tendo importância fundamental para a vida animal e vegetal. Uma propriedade extremamente importante desse gás é que ele alimenta todas as reações de combustão e, por isso, é denominado comburente: sem oxigênio não ocorre nenhuma combustão.



Oxigênio comum (O₂).



Ozônio (O₃).

No ozônio (O_3), os átomos se unem três a três, formando moléculas triatômicas. À temperatura ambiente, o O_3 é um gás azul-claro e apresenta odor intenso e característico, que pode ser sentido após tempestades com descargas elétricas e, também, perto de equipamentos de alta voltagem.

O ozônio é usado como alvejante e também no tratamento da água, substituindo compostos clorados, pelo seu poder bactericida. Ele é produzido nos aparelhos chamados ozonizadores, nos quais o oxigênio comum (O_2) é submetido a descargas elétricas.

A camada de ozônio

O gás ozônio (O_3) é produzido nas altas camadas da atmosfera (estratosfera) pela ação dos raios solares sobre o gás oxigênio (O_2). Tem a importante função de filtrar os raios ultravioleta (UV) provenientes do Sol, permitindo a passagem de apenas 7% desses raios, aproximadamente. Sem a camada de ozônio, não existiria vida na Terra, pelo menos como nós a conhecemos atualmente.

Alguns produtos, denominados genericamente CFCs (clorofluorcarbonos), foram muito usados até o fim da década de 1980 e meados dos anos 1990, na fabricação de aerossóis, equipamentos de refrigeração e plásticos, e na expansão de espumas. Estudos científicos, porém, apontaram o fato de que tais produtos (entre outros) afetavam a camada de ozônio.

A partir de 1987, diversos países assinaram o Protocolo de Montreal, um compromisso para a redução gradual até a eliminação do uso desses produtos. Entretanto, alguns gases propostos como alternativas aos CFCs, como o HCFC (hidroclorofluorcarbono), o HFC (hidrofluorcarbono) e o PFC (perfluorcarbono), embora afetem menos a camada de ozônio, estão entre os gases de efeito estufa.

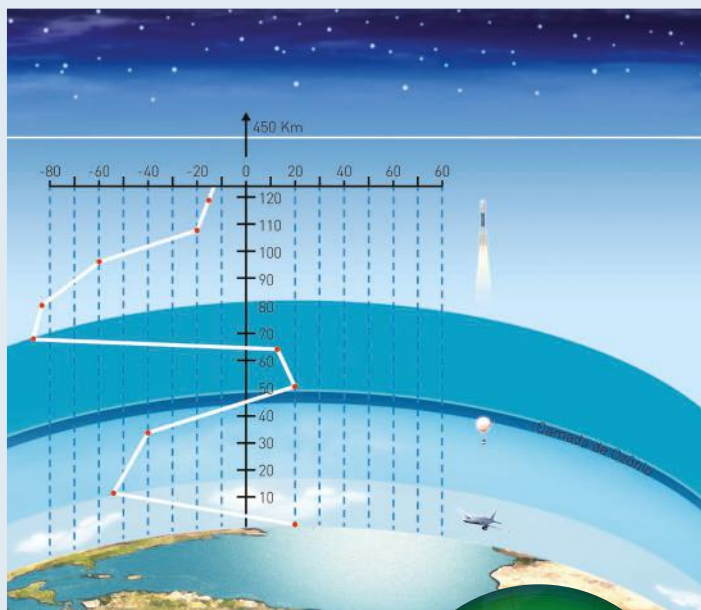
Diante desse fato, a Convenção das Nações Unidas sobre Mudanças Climáticas (UNCCC) e o Protocolo de Montreal elaboraram um documento que sustentava ser possível reduzir à metade a presença desses produtos até 2015, em comparação aos níveis de 2002.

O Protocolo de Montreal teve algumas ratificações, sendo a mais recente a Emenda de Kigali, assinada em 2016 por mais de 170 países, que estabelece metas de redução de emissão de HFCs com prazos estabelecidos de acordo com o grau de desenvolvimento dos países:

- Países desenvolvidos como Estados Unidos, Canadá, Austrália, Japão e países da União Europeia: até 2036.
- Países em desenvolvimento do 1º grupo (incluindo o Brasil): até 2045.
- Países em desenvolvimento do 2º grupo (Índia, Paquistão, Irã, Iraque e países do Conselho de Cooperação do Golfo): até 2047.

Para tanto, faz-se necessário investir em novas tecnologias e aumentar o uso de substitutos, como o HC (hidrocarbono), que não agravem o aquecimento global.

Fontes das informações: Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais <www.inpe.br>; Ministério do Meio Ambiente <www.mma.gov.br>; Protocolo de Montreal: <www.protocolodemontreal.org.br/eficiente/sites/protocolodemontreal.org.br/pt-br/site.php?secao=noticias&pub=380>. Acessos em: 16 nov. 2017.



Lápis 13B/Arquivo da editora

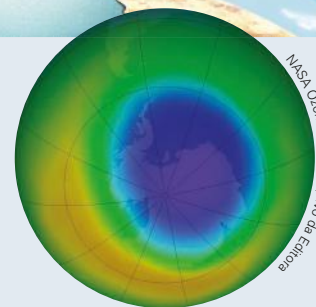
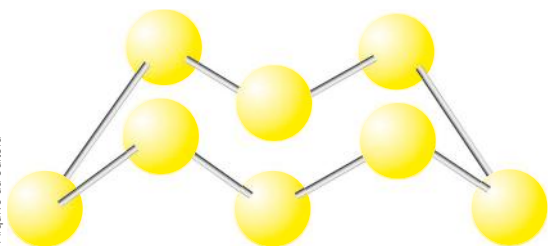


Imagem obtida pela Nasa em 24 de outubro de 2017. A região azul corresponde ao buraco na camada de ozônio sobre a Antártida que se acentua anualmente na região, durante a primavera do Hemisfério Sul. Nas demais regiões do planeta, o que se observa como consequência dos gases que afetam a camada de ozônio é a rarefação dessa camada.



// Representação da molécula de S_8 .

Enxofre

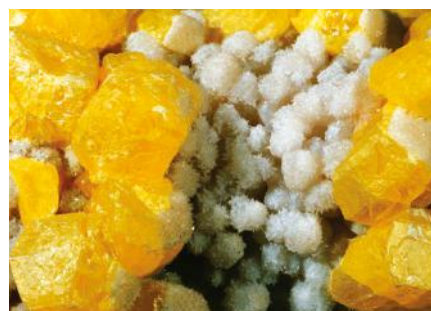
O elemento enxofre (S) forma duas variedades alotrópicas: o enxofre rômbo e o enxofre monoclinico. Essas duas variedades são formadas por moléculas com oito átomos (octatômicas) e podem ser representadas pela fórmula S_8 .

Embora os cristais das duas variedades alotrópicas sejam diferentes, ambos são formados por anéis com oito átomos, interligados conforme a figura ao lado, e apresentam a cor amarela.



Andrew Lambert Photography/SPL/Fotoarena

// Enxofre monoclinico: apresenta-se na forma de cristais opacos com formato de agulhas, encontrados em regiões vulcânicas.



Dirk Wiersma/SPL/Fotoarena

// Enxofre rômbo: é a variedade alotrópica mais comum, que aparece na forma de cristais amarelos e transparentes.

Fósforo

O elemento fósforo (P) forma diversas variedades alotrópicas, sendo o fósforo branco e o fósforo vermelho as duas mais comuns.

O fósforo branco é constituído por pequenas moléculas formadas por 4 átomos e sua fórmula é P_4 .

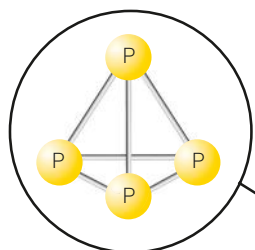
O P_4 é um sólido branco cristalino que, ao entrar em contato com o oxigênio (O_2) do ar, queima espontaneamente. Por ser altamente reativo, deve ser guardado em um recipiente com água. Essa variedade de fósforo é extremamente tóxica; a ingestão de 0,1 g pode levar à morte, e o contato direto com a pele produz graves queimaduras.

O fósforo vermelho não apresenta uma estrutura determinada, mas existem evidências de que ele é constituído por uma cadeia longa.

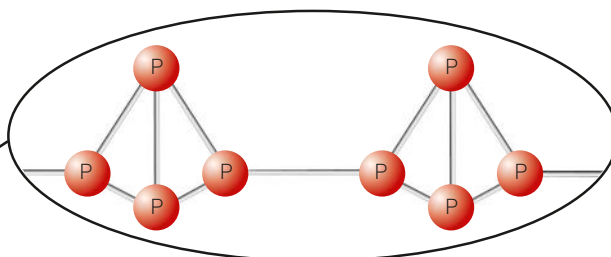
Essa variedade alotrópica do fósforo é representada pela fórmula P_n , apresenta-se na forma sólida, com coloração que varia do vermelho ao violeta, e é muito menos reativa que o P_4 .

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



// Representação da estrutura do fósforo branco.

Richard Megna/
Fundamental PhotographsIlustrações: Banco de
imagens/Arquivo da editora

// Representação da estrutura do fósforo vermelho.

O fósforo não é encontrado livre na natureza. Sua principal fonte de obtenção são os minerais genericamente denominados fosfatos. O elemento fósforo é um componente de várias substâncias essenciais à vida animal, como o fosfato de cálcio, presente nos ossos.

Propriedades das substâncias moleculares

Da mesma maneira que nos compostos iônicos, as propriedades das substâncias moleculares são diferentes das propriedades dos elementos que as formam.

Quando as moléculas de uma substância são formadas por um número determinado de átomos, essas substâncias são denominadas moleculares.

Em condições ambientes, elas podem ser encontradas nos três estados físicos.

Veja alguns exemplos.

Substância	Fórmula	Estado físico (25 °C e 1 atm)
gás hidrogênio	H_2	gasoso
água	H_2O	líquido
sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	sólido

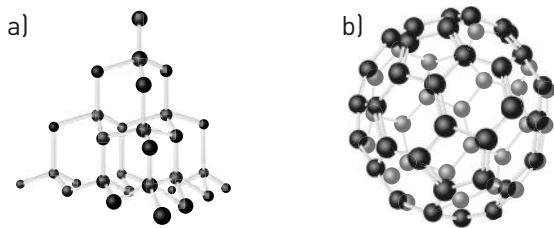
As substâncias moleculares geralmente apresentam temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE) inferiores às das substâncias iônicas e, quando puras, não conduzem corrente elétrica.

As substâncias formadas por ligações covalentes, quando no estado sólido, podem apresentar dois tipos de retículos cristalinos:

- retículo cristalino molecular: H_2O (s); CO_2 (s); $C_{12}H_{22}O_{11}$ (s).
Nesse tipo de retículo, ocorrem interações entre as moléculas que as mantêm unidas;
- retículo cristalino covalente: C_{diam} ; C_{graf} ; SiO_2 .
Nesse tipo de retículo, todos os átomos estão unidos por ligações covalentes.

Fundamentando seus conhecimentos

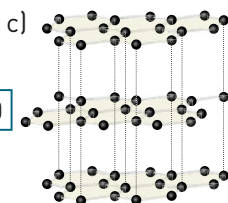
1. Associe as ilustrações a seguir às três variedades alotrópicas do carbono com as características abaixo.



Banco de imagens/Arquivo da editora

 CORES FANTASIA

 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



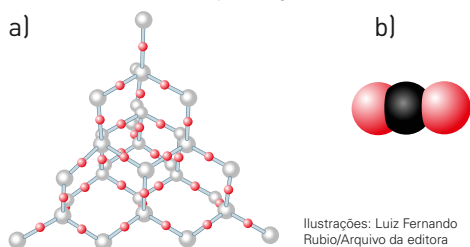
- É a substância natural de maior dureza.
- Conduz corrente elétrica no estado sólido.
- Tem a forma de uma esfera oca.

2. O elemento químico oxigênio é encontrado na natureza sob duas formas alotrópicas diferentes: o gás oxigênio e o gás ozônio.

A respeito dessas variedades alotrópicas, assinale a única alternativa incorreta:

- O gás ozônio pode ser usado no tratamento de água por ter ação bactericida.
- A camada de gás ozônio que envolve a Terra a aproximadamente 30 km de altura pode ser destruída por compostos formados por carbono, flúor e/ou cloro (CFC).
- O gás oxigênio, quando submetido a descargas elétricas, pode ser transformado em gás ozônio.
- ☒ d) Nas reações de combustão, o gás oxigênio atua como combustível.
- O gás oxigênio é fundamental para a existência da vida na Terra.

3. Observe as ilustrações de duas substâncias cujos átomos estão unidos por ligações covalentes.



Associe essas ilustrações aos seguintes itens:

- É um gás à temperatura ambiente.
- Apresenta elevada temperatura de fusão.
- É o gás carbônico.
- É o SiO_2 .
- Apresenta retículo cristalino molecular.
- Apresenta retículo cristalino covalente.
- Representa uma macromolécula.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Em nível industrial, a grafite é transformada em diamante sob a ação de elevadas pressões e temperaturas.

Esses diamantes, embora não tenham valor como joia, são muito visados em várias indústrias, como, por exemplo, nas brocas de perfuração em prospecção de petróleo.

Assinale a alternativa que mostra a única propriedade que não muda quando a grafite é transformada em diamante.

- Dureza.
 - Capacidade de conduzir corrente elétrica.
 - ☒ Tipo de ligação entre os átomos.
 - Arranjo dos átomos.
 - Temperatura de fusão.
2. A coloração de Io, a lua vulcânica do planeta Júpiter, deve-se à presença de diferentes formas do enxofre, em seus três estados físicos. A respeito do elemento enxofre, classifique as afirmações a seguir em verdadeiras ou falsas.
- É encontrado na natureza sob duas variedades alotrópicas. **V**
 - Seus cristais apresentam anéis formados por diferentes números de átomos, porém com a mesma forma. **F**
 - A cor característica do enxofre é a vermelha. **F**
 - A queima de materiais que contenham enxofre é uma das causas da poluição atmosférica. **V**
 - O enxofre é encontrado frequentemente em regiões onde existiram ou existem vulcões. **V**

3. (Fatec-SP) Um dos esportes em que o Brasil tem chances de medalhas é a natação. Antes das competições, as piscinas precisam de um cuidado especial. Segundo especialistas da área, um dos tratamentos mais eficientes e ecologicamente corretos é com o ozônio, O_3 , também conhecido como Oxigênio Ativo.

O ozônio é um poderoso bactericida, algicida, fungicida e viricida, que destrói os micro-organismos presentes na água 3 120 vezes mais rápido que o

cloro. Além disso, não irrita a pele, os olhos e as mucosas dos usuários.

Aplicado na desinfecção da água, o ozônio faz o papel de agente microbiológico e oxidante, eliminando as cloraminas, produto que resulta da reação do cloro, usado no tratamento de água, com as impurezas presentes na água. As cloraminas são as grandes vilãs das piscinas, pois agravam problemas alérgicos e respiratórios, causam ardência nos olhos, ressecamento na pele e nos cabelos, descamação do esmalte das unhas, além de deixar cheiro desagradável na água e no corpo.

Sem causar os desconfortos ocasionados pelas cloraminas, o uso de ozônio também reduz os casos de otite (inflamação dos ouvidos).

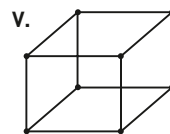
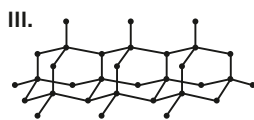
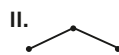
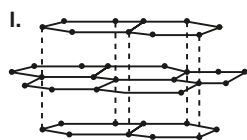
<<http://tinyurl.com/qjcw646>> Acesso em: 21.08.2015. Adaptado.

Sobre o texto e as substâncias nele mencionadas, é correto afirmar que:

- as cloraminas são mais indicadas no tratamento das piscinas.
 - as cloraminas liberam oxigênio ativo na água das piscinas.
 - o ozônio é isótopo radioativo do oxigênio.
 - o ozônio é o grande vilão das piscinas.
 - ☒ o ozônio é alótropo do oxigênio.
4. As temperaturas de fusão (TF) e de ebulição (TE), à pressão de 1 atm, das substâncias PF_3 e NaF são -101°C , -151°C , 993°C e $1\,695^\circ\text{C}$, não necessariamente nessa ordem. Em qual das alternativas essas temperaturas estão corretamente associadas às TF e TE de cada substância?

	PF_3		NaF	
	TF	TE	TF	TE
a)	993°C	-101°C	1695°C	-151°C
b)	-101°C	-151°C	993°C	1695°C
☒ c)	-151°C	-101°C	993°C	1695°C
d)	-151°C	-101°C	1695°C	993°C
e)	-151°C	993°C	-101°C	1695°C

As ilustrações representam as estruturas de alguns elementos e seus compostos. Sobre essas estruturas, responda às questões 5 a 10.



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

5. Quais são macromoléculas?
6. Qual representa uma molécula diatômica?
7. Qual mostra o arranjo de átomos de um diamante?
8. Qual mostra o arranjo de íons de um cristal NaCl (retículo cristalino iônico)?
9. Quais representam um retículo cristalino molecular?
10. Quais representam um retículo cristalino covalente?

Desafiando seus conhecimentos

1. (Vunesp-SP) Os recém-descobertos fulerenos são formas alotrópicas do elemento químico carbono. Outras formas alotrópicas do carbono são:
 - a) isótopos de carbono-13.
 - b) calcário e mármore.
 - c) silício e germânico.
 - d) monóxido e dióxido de carbono.
 - x e) diamante e grafite.

2. (UPM-SP)

Uma ferramenta originalmente desenvolvida para computadores quânticos agora é capaz de mapear mudanças de temperatura dentro de uma célula viva. A técnica explora efeitos quânticos em minúsculos cristais de diamante, ou “nanodiamantes”, para detectar alterações de alguns milésimos de grau. Além disso, os pesquisadores conseguiram aquecer partes selecionadas da célula com um laser. O diamante revelou ser um material útil para lidar com informações quânticas, armazenando qubits (bit quântico) em sua estrutura de cristais de carbono como se fossem elétrons de impurezas. Tipicamente, as impurezas compreendem um átomo de nitrogênio que substituiu um dos átomos de carbono e uma lacuna, ou “vaga”, de um único átomo ao lado do nitrogênio.

Os pesquisadores manipularam com sucesso esses “ocos” de nitrogênio — o que foi um passo para usá-los para realizar cálculos quânticos. Como os elétrons do nitrogênio são extremamente sensíveis a campos magnéticos, os cristais de diamante também se mostraram promissores para o imageamento por ressonância magnética.

http://www2.uol.com.br/sciam/noticias/nanotermometro_mede_temperatura_de_celulas_vivas.html

Com base nos seus conhecimentos, é **incorreto** afirmar que o diamante

- a) é formado por átomos de carbono.
- b) é uma variedade alotrópica do átomo de carbono.
- x c) é um isótopo do átomo de carbono.
- d) tem sua disposição estrutural geométrica diferente da estrutura geométrica do grafite.
- e) apresenta propriedades físico-químicas diferentes das propriedades do grafite.

3. (Uece) Segundo o artigo “Grafeno será o silício do século 21?” do físico Carlos Alberto Santos, publicado na edição on-line da revista *Ciência Hoje*, “o grafeno é uma forma de carbono, uma folha com espessura de alguns átomos, constituindo o que é conhecido como estrutura genuinamente bidimensional. Se for enrolado na forma de um canudo, recebe o nome de nanotubo de carbono. Se for manipulado para formar uma bola, é conhecido como fulereno”.

Sobre o carbono e suas formas cristalinas, assinale a única afirmação **verdadeira**.

- a) As diversas estruturas como grafite, diamante, grafeno e fulereno são isótopos do carbono.
- b) O grafeno é tido como o substituto do silício, por ser um semiconductor, ser mais resistente e mais abundante na natureza.
- x c) O grafeno é uma variedade alotrópica do carbono que não existe na natureza, sendo produzido sinteticamente.
- d) A única forma cristalina do carbono que apresenta condutibilidade elétrica é o grafite.

4. (Vunesp-SP) Descoberto em 2010 por pesquisadores alemães, o novo elemento químico de número atômico 112 poderá ser batizado de “Copernicium”, em homenagem ao cientista e astrônomo Nicolau

Copérnico (1473-1543). Segundo os cientistas, o novo elemento é aproximadamente 277 vezes mais pesado que o hidrogênio, o que o torna o elemento mais pesado da Tabela Periódica, ocupando a posição relativa ao 7º período do Grupo 12. A Tabela Periódica, uma das realizações mais notáveis da Química, foi desenvolvida exclusivamente a partir das propriedades físicas e químicas dos elementos e, por isso, o conhecimento da posição ocupada por um elemento químico permite que se façam algumas previsões quanto às suas propriedades. Considerando a localização dos átomos dos elementos químicos X, Y e Z na Tabela Periódica:

- X = 3º período do Grupo 1 (I A).
- Y = 3º período do Grupo 16 (VI A).
- Z = 2º período do Grupo 18 (VIII A).

é correto afirmar que:

- Os estados alotrópicos do elemento Y são diamante, grafita e fulereno.
 - ☒ O elemento X conduz bem a corrente elétrica no estado sólido e forma um composto iônico quando se combina com o elemento Y.
 - O elemento Z reage violentamente com a água.
 - A combinação entre os elementos X e Y conduz à formação de um composto molecular.
 - O elemento Z apresenta a maior afinidade eletrônica e, conseqüentemente, tende a ganhar elétrons mais facilmente do que os elementos X e Y.
5. (Uespi) O elemento químico fósforo pode ser encontrado na forma de duas substâncias simples: o fósforo branco, que é usado na produção de bombas de fumaça e cuja inalação provoca necrose dos ossos, e o fósforo vermelho, que é utilizado na fabricação de fósforo de segurança e se encontra na tarja da caixa e não no palito. Sobre o fósforo, assinale a alternativa correta.
- ☒ Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de alotrópicas.
 - Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotérmicas.
 - A diferença entre as duas formas de fósforo reside somente no estado físico.
 - O fósforo se apresenta na natureza em duas formas, chamadas de isobáricas.
 - Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotópicas.
6. (UFSC) Sobre o elemento químico oxigênio é correto afirmar:
- Encontra-se na natureza sob duas variedades, o oxigênio comum e o ozônio.
 - O oxigênio comum é um dos constituintes da atmosfera terrestre.

04) O ozônio tem fórmula molecular O_2 .

08) Submetendo-se o oxigênio comum a descargas elétricas, ele pode ser convertido em ozônio.

16) O oxigênio comum é empregado como comburente de reações de combustão.

Indique a soma dos itens corretos.

Soma: 01 + 02 + 08 + 16 = 27

7. (PUC-MG) "O SiO_2 é um sólido de ponto de fusão muito elevado (PF = 1700 °C) e o CO_2 é um gás nas condições ambientes. Ambos são polares, mas a grande diferença de pontos de ebulição não se justifica pela diferença de massa molar. Justifica-se, portanto, que o retículo cristalino de SiO_2 é _____ e o do CO_2 é _____."

As lacunas ficam corretamente preenchidas, respectivamente, com:

- iônico — molecular.
- molecular — iônico.
- molecular — covalente.
- iônico — covalente.
- ☒ covalente — molecular.

8. (Vunesp-SP) Tudo com o que sonham os torcedores dos países participantes da Copa do Mundo de Futebol este ano é que essa cena, representada na figura I, se repita inúmeras vezes. Na rede do adversário, é claro. O carbono apresenta a propriedade de formar mais do que uma substância simples. Uma dessas substâncias apresenta estrutura em camadas, cada uma delas constituída de hexágonos (figura II), com geometria semelhante à da rede de futebol. Uma outra substância se apresenta como uma estrutura fechada (figura III), na qual os átomos de carbono estão arranjados com geometria semelhante aos gomos de uma bola de futebol.

I.



Dream Stock RM/DOMEDIA

II.

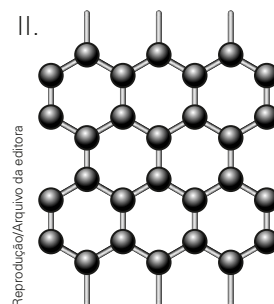
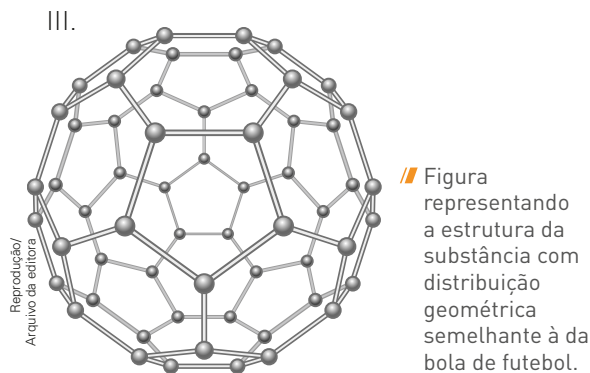


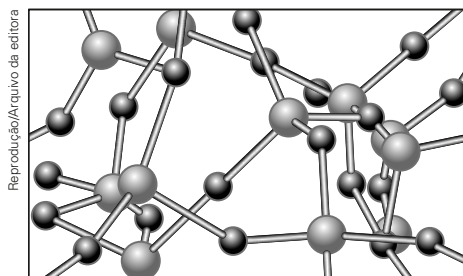
Figura representando um plano de átomos (parte da estrutura) da substância com distribuição geométrica semelhante à da rede.



A propriedade à qual se refere o texto e as formas descritas para o carbono são denominadas, respectivamente, de:

- a) alotropia, grafite e diamante.
- x b) alotropia, grafite e fulereno.
- c) isomeria, fulereno e diamante.
- d) isomeria, grafite e fulereno.
- e) isotopia, grafite e fulereno.

9. (Fuvest-SP) A figura abaixo traz um modelo da estrutura microscópica de determinada substância no estado sólido, estendendo-se pelas três dimensões do espaço. Nesse modelo, cada esfera representa um átomo e cada bastão, uma ligação química entre os dois átomos.



A substância representada por esse modelo tridimensional pode ser:

- x a) sílica, $(\text{SiO}_2)_n$.
- b) diamante, C.
- c) cloreto de sódio, NaCl.
- d) zinco metálico, Zn.
- e) celulose, $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.

10. (UFG-GO) O grafeno (forma alotrópica do carbono) é considerado um material de elevada transparência devido à baixa absorção de luz (2%) por monocamada formada. Em um experimento, várias camadas de grafeno foram depositadas sobre uma placa de vidro conforme apresentado na figura a seguir. Em uma das extremidades, um feixe de luz foi incidido na placa. A parte não absorvida pelo material foi transmitida e detectada com uso de um sensor posicionado acima da placa, conforme ilustrado na figura.



Com base nas informações fornecidas,

- a) esboce um gráfico que represente a porcentagem de luz transmitida em função da quantidade de camadas de grafeno quando a placa de vidro é deslocada conforme indicado na figura. Desconsidere qualquer interferência do vidro;
- b) cite outras três formas alotrópicas do carbono.

EXPLORE SEU MUNDO

ÎÔNICO OU MOLECULAR

Vamos diferenciar os compostos iônicos e moleculares? Para isso separe inicialmente pequenas porções de açúcar comum ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), sulfato de magnésio ($\text{Mg}(\text{SO}_4)_2$), sal de cozinha (NaCl), e parafina (pedaços de velas). Você pode encontrar o sulfato de magnésio em farmácias.

Coloque cada material separadamente em um recipiente (panela) e aqueça-os com cuidado em um fogão, um de cada vez. Realize a experiência em lugar bem ventilado e evite a inalação dos vapores que podem ser produzidos durante o aquecimento da parafina.

Após a realização da atividade, responda as seguintes perguntas:

1. O que aconteceu com os compostos durante o aquecimento?
2. Qual o nome da mudança de estado físico observada?
3. A partir da atividade realizada e, lembrando que compostos iônicos apresentam alta temperatura de fusão, classifique os compostos em iônicos ou moleculares.

Ligações metálicas

A ligação metálica é característica de substâncias formadas exclusivamente por átomos de metais do mesmo elemento ou de elementos diferentes. Esse tipo de ligação explica algumas propriedades apresentadas pelos metais que são diferentes das observadas em substâncias formadas por ligações iônicas ou covalentes. Por exemplo, você já se perguntou por que as frigideiras são, em sua maioria, de metal e os cabos não? Ou por que os componentes elétricos são feitos de metal?

A maioria dos metais é sólida à temperatura ambiente (25 °C) e apresenta cor cinza e brilho característico.



Richard Megna/Fundamental Photographs

// O mercúrio é o único metal líquido à temperatura ambiente; sua temperatura de fusão é $-38,8\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Peter Dazeley/Getty Images

// O ouro (à esquerda) e o cobre (à direita) são os únicos metais que não têm cor cinza. O cobre tem cor avermelhada, e o ouro, amarela.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

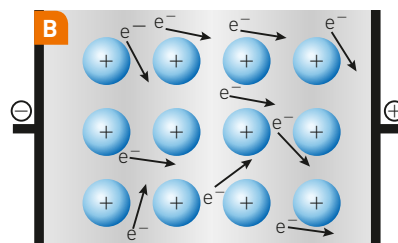
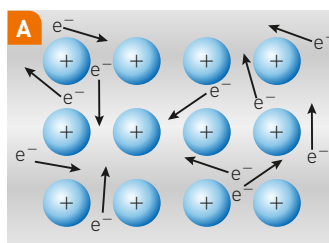
Experimentos com raios X indicam que os retículos cristalinos dos metais sólidos consistem em um agrupamento de cátions fixos, rodeados por um “mar” de elétrons. Esses elétrons são provenientes da camada de valência dos respectivos átomos e não são atraídos por nenhum núcleo em particular: eles são deslocalizados. Os elétrons ocupam o retículo cristalino do metal por inteiro e a liberdade que têm de se mover através do cristal é responsável pelas propriedades que caracterizam os metais:

- **condutibilidade** — são excelentes condutores de corrente elétrica e de calor.

CORES FANTASIA

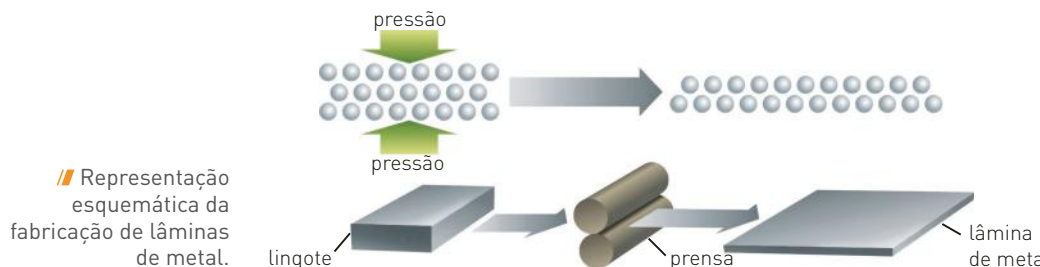
AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

// Na figura A estão representados cátions fixos envolvidos por uma nuvem de elétrons (representados por setas pretas) da camada de valência que se movimentam constante e desordenadamente. Quando na presença de um campo elétrico — figura B —, forma-se um fluxo de elétrons no sentido do polo positivo. Esse fluxo ordenado de elétrons é a corrente elétrica.



Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

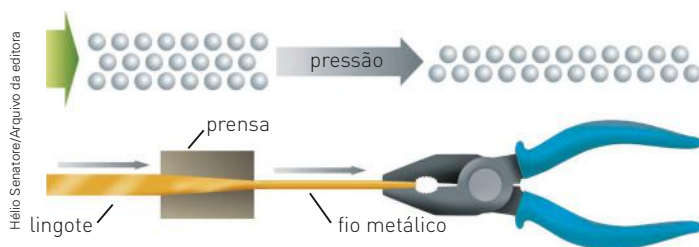
- **maleabilidade** — possuem capacidade de ser moldados em lâminas, chapas muito finas.



// Representação esquemática da fabricação de lâminas de metal.

Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

- **ductibilidade** — capacidade de serem moldados em fios.



 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

 CORES FANTASIA

// Representação esquemática da fabricação de fios metálicos.

Com a aplicação de uma pressão adequada em determinada região da superfície do metal, provocamos um deslizamento das camadas de átomos, produzindo lâminas (maleabilidade) ou fios (ductibilidade).

- **elevadas temperaturas de fusão e ebulição** — em geral, com algumas exceções, como o mercúrio (TF = $-38,8\text{ }^{\circ}\text{C}$), o gálio (TF = $30\text{ }^{\circ}\text{C}$) e o frâncio (TF = $28,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), os metais apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição.

Veja alguns exemplos.

Elemento	chumbo	ferro	níquel	ouro
Símbolo	Pb	Fe	Ni	Au
TF ($^{\circ}\text{C}$)	327	1538	1455	1064
TE ($^{\circ}\text{C}$)	1749	2861	2913	2856

Supõe-se que os primeiros metais utilizados pelo ser humano tenham sido aqueles encontrados livres na natureza, como o cobre e o ouro. Por suas características de cor, brilho e resistência superior às dos materiais utilizados até então, como a pedra polida e a madeira, os metais ganharam espaço na produção de armas e utensílios. Pesquise mais informações sobre isso na Internet, em livros de História e outras fontes confiáveis e compartilhe com seus colegas o que descobriu.

Formação de ligas metálicas

Ligas metálicas são materiais com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos, sendo pelo menos um deles metal.

As propriedades de uma liga geralmente são diferentes das propriedades dos seus elementos constituintes, quando analisados separadamente. As ligas metálicas possuem algumas características que os metais puros não apresentam e por isso são muito produzidas e utilizadas. Veja os exemplos a seguir.

- **Diminuição da temperatura de fusão:** liga de metal fusível.
 - Constituição: Bi, Pb, Sn e Cd.
 - Aplicação: em fusíveis elétricos que se fundem e se quebram, interrompendo a passagem de corrente elétrica.
- **Aumento da dureza:** liga de ouro de joalheria.
 - Constituição: Au, Ag e Cu.
 - Aplicação: na manufatura de joias e peças de ornamento.



// O ouro 18 quilates é uma mistura formada basicamente por 75% de ouro, sendo os 25% restantes de cobre e prata.



Luciano Galvão/Lugli Photos

- **Aumento da resistência mecânica:** aço.
 - Constituição: Fe e C.
 - Aplicação: na fabricação de peças metálicas que sofrem tração elevada, principalmente em estruturas metálicas.



Thinkstock/Getty Images

// O aço, devido à sua resistência, durabilidade e maleabilidade, é utilizado pela construção civil na estrutura de prédios.

// Aço inox: liga de Fe, C, Cr e Ni usada em talheres, peças de carro, brocas, etc.

Veja outros exemplos de ligas.



Thinkstock/Getty Images

// Latão: liga de Cu e Zn usada na produção de tubos, armas, torneiras, instrumentos musicais.



Edgar Degas. Acervo The Bridgeman Art Library/Getty Images

// Bronze: liga de Cu e Sn usada na produção de sinos, medalhas, moedas, estátuas. Na foto, a escultura *Pequena bailarina de 14 anos*, de Edgar Degas [1834-1917]. Altura: 97 cm.



ImageForum/Agência France-Presse

// A liga de Al e Ti é usada na indústria aeronáutica por ser mais leve e resistente.

Diferenças entre retículos cristalinos

A tabela abaixo mostra de maneira simplificada os quatro diferentes tipos de retículo cristalino estudados até agora.

Tipo de cristal	Tipo de ligação	Características	Exemplos
iônico	atração eletrostática	Duro, quebradiço, TF e TE elevadas, maus condutores de calor e eletricidade.	NaCl (cloreto de sódio) CaO (cal)
molecular	atrações intermoleculares	TF e TE baixas, maus condutores de calor e eletricidade.	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarose) CO ₂ (gás carbônico) H ₂ O (água)
covalente	ligações covalentes entre os átomos	Duros, elevadas TF e TE, maus condutores de calor e eletricidade (exceção: grafite).	C _{diamante} SiO ₂ (quartzo)
metálico	ligação metálica	Geralmente duros, TF e TE geralmente elevadas, bons condutores de calor e eletricidade.	Fe(s) Au(s)

Pegue as moedas que você tem e, inicialmente, observe sua coloração. Depois, utilizando um ímã, tente descobrir qual ou quais metais estão presentes na sua composição. Uma informação importante: somente os metais Fe, Co e Ni, denominados ferromagnéticos, são atraídos pelo ímã.

Fundamentando seus conhecimentos

Com base nas informações, responda às questões **1 a 5**.

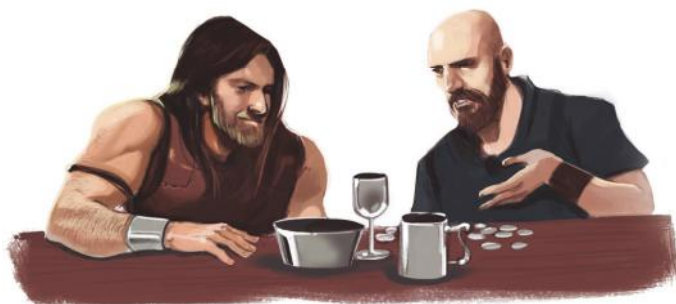
Há cerca de 10 mil anos os seres humanos viviam na chamada Idade da Pedra. Os objetos desse período eram feitos de pedra, madeira e ossos. Com a descoberta do bronze (há aproximadamente 6 mil anos) foram fabricados armamentos, bem como joias e moedas de ouro. É a chamada Idade do Bronze. Contudo, uma nova descoberta propiciaria a fabricação de objetos mais duros e resistentes que o bronze: trata-se da descoberta do ferro (4 mil anos atrás).



// Idade da Pedra
(há 10 mil anos).



// Ferramentas feitas de pedra.



// Idade do Bronze (há 6 mil anos.)



// Armas feitas de bronze; joias e moedas feitas de ouro.



// Idade do Ferro
(há 4 mil anos).



// Ligas de ferro são mais duras e resistentes que o bronze.

Ilustrações: Leonardo Conceição/Arquivo da editora

Com o uso da eletricidade (há 200 anos), foi possível obter sódio, potássio e alumínio.

Somente alguns metais são encontrados livres (estado nativo) na natureza: ouro, prata, platina, cobre e mercúrio.

1. Escreva em seu caderno o símbolo dos metais mencionados.
2. Escreva em seu caderno a composição da única liga mencionada.
3. Atualmente, as joias de ouro (18 quilates) são ligas formadas por quais metais?
4. Quais são as cores dos metais que não apresentam a cor cinza metálica?
5. Antigamente, as panelas eram feitas de ferro ou cobre. Com qual metal atualmente são feitas as panelas?
6. A imagem mostra a escultura do poeta Carlos Drummond de Andrade, criada pelo artista mineiro Leo Santana, instalada em Copacabana, na cidade do Rio de Janeiro.



Vitor Marigo/Opção Brasil Imagens

A escultura foi feita em bronze, em tamanho natural, em comemoração ao centenário de nascimento do escritor. Nela, lê-se a frase do poeta: “No mar estava escrita uma cidade”.

Quando o bronze se encontra exposto ao ar, ocorre o fenômeno da oxidação, formando na superfície do metal uma camada cinza esverdeada de sais de cobre que, de certa forma, evita maiores estragos na escultura.

No entanto, a ação continuada da chuva ácida dissolve parte dessa camada protetora e permite uma corrosão mais profunda.

Pensando nisso, assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, a frase a seguir. O bronze é uma liga metálica constituída principalmente por _____ e _____, sendo que sua oxidação é um fenômeno _____.

- a) ferro – carbono – químico
- b) ferro – carbono – físico
- c) cobre – carbono – físico
- d) cobre – estanho – físico
- x e) cobre – estanho – químico

7. “Qual foi a causa da derrocada do maior exército que Napoleão comandou? Por mais surpreendente que pareça, a desintegração do exército napoleônico talvez possa ser atribuída a algo muito pequeno: o botão de estanho que fechava as roupas dos soldados.

Quando a temperatura cai, o reluzente estanho metálico começa a se transformar num pó cinza e não metálico. Será que, com falta de botões, durante aquele rigoroso inverno, os soldados passaram a ter de usar as mãos para prender e segurar as roupas e não mais para carregar as armas?”

(LE COUTEUR, Penny e BURRESON, Jay. *Os botões de Napoleão: as 17 moléculas que mudaram a História*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006. Adaptado).

Essa transformação, por resfriamento, só ocorre quando o estanho apresenta elevado grau de pureza.

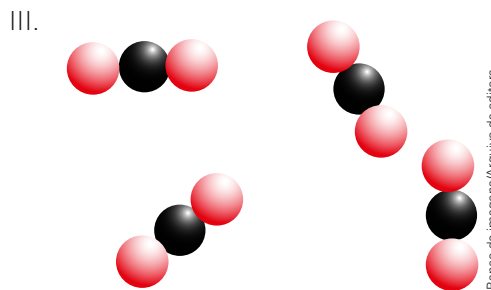
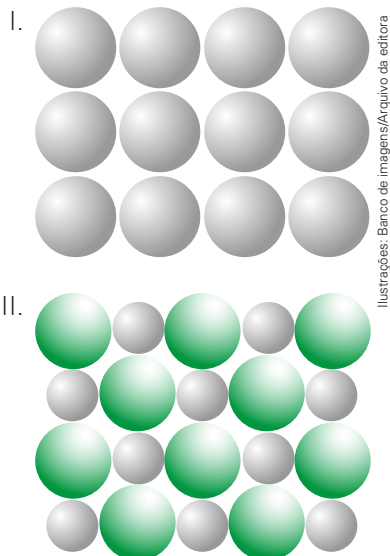
Em latas (recipientes de aço), o estanho é usado como blindagem para a conservação de alimentos; ele também pode ser usado para soldar juntas de tubulações ou de circuitos elétricos e eletrônicos e, na forma de ligas, como o bronze (cobre + estanho), é usado para a fabricação de molas, fusíveis, tubos e peças de fundição.

Devido à grande maleabilidade do estanho, é possível produzir lâminas muito finas que são utilizadas para acondicionar vários produtos como, por exemplo, barras de chocolate.

Sobre os textos e os materiais mencionados, é correto afirmar que

- a) o estanho é uma substância composta.
- b) as ligas metálicas são substâncias puras.
- x c) a maleabilidade é a propriedade que permite a confecção de lâminas.
- d) o banho de estanho é feito nas latas, porque ele enferruja e causa contaminação nos alimentos.
- e) as ligas metálicas com estanho, como o bronze, quando resfriadas, tornam-se um pó cinza e não metálico.

8. Observe as ilustrações a seguir.



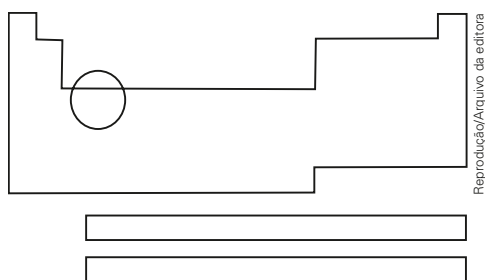
► Os modelos atômicos estão representados por esferas fora de escala e em cores fantasia.

Associe as ilustrações com as substâncias à temperatura ambiente listadas a seguir e justifique a sua resposta:

- a) cloreto de potássio (KCl). II
b) alumínio. I
c) gás carbônico (CO₂). III

Desenvolvendo seus conhecimentos

- (Ufla-MG) O alumínio e o cobre são largamente empregados na produção de fios e cabos elétricos. A condutividade elétrica é uma propriedade comum dos metais. Este fenômeno deve-se:
 - à presença de impurezas de ametais que fazem a transferência de elétrons.
 - ao fato de os elétrons nos metais estarem fracamente atraídos pelo núcleo.
 - à alta afinidade eletrônica destes elementos.
 - à alta energia de ionização dos metais.
 - ao tamanho reduzido dos núcleos dos metais.
- (UFPE) Cite três propriedades referentes aos metais. Dê cinco exemplos de metais.
- (Fatec-SP) Considere uma substância simples constituída por um dos elementos químicos situados na região indicada da tabela periódica a seguir.



Essa substância simples deve apresentar, nas condições ambientes, a seguinte propriedade:

- a) encontra-se no estado gasoso.

- b) tem predomínio de ligações covalentes entre seus átomos.
- ☒ c) é boa condutora de eletricidade.
- d) reage vigorosamente com água e com sólido metálico.
- e) tende a formar ânions quando reage com metais.
4. (UFRRJ) As ligas metálicas são formadas pela união de dois ou mais metais, ou ainda, por uma união entre metais, ametais e semimetais. Relacionando, no quadro a seguir, cada tipo de liga com as composições dadas:

Liga	Composição
(I) aço	(a) Cu 67% Zn 33%
(II) ouro 18 quilates	(b) Cu 90% Sn 10%
(III) bronze	(c) Fe 98,5% C 0,5 a 1,5% Traços Si, S e P
(IV) latão	(d) Au 75% Cu 12,5% Ag 12,5%

Pode-se afirmar que a única correlação correta entre liga e composição encontra-se na opção:

- a) I b; II c; III a; IV d.
b) I c; II b; III d; IV a.
c) I a; II b; III c; IV d.
☒ d) I c; II d; III b; IV a.
e) I d; II a; III c; IV b.

5. (Uerj) Para fabricar um dispositivo condutor de eletricidade, uma empresa dispõe dos materiais apresentados na tabela abaixo:

Material	Composição química
I	C
II	S
III	As
IV	Fe

Sabe-se que a condutividade elétrica de um sólido depende do tipo de ligação interatômica existente em sua estrutura. Nos átomos que realizam ligação metálica, os elétrons livres são os responsáveis por essa propriedade.

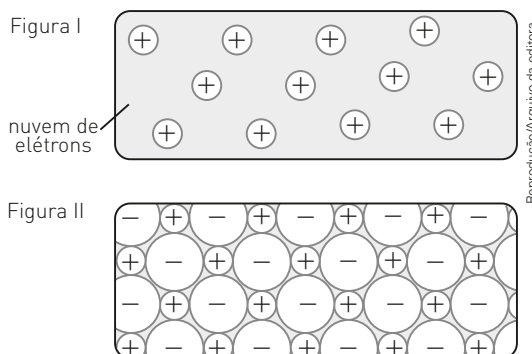
Assim, o material mais eficiente para a fabricação do dispositivo é representado pelo seguinte número:

- a) I.
b) II.
c) III.
X d) IV.
6. (Vunesp-SP) Três substâncias puras, X, Y e Z, tiveram suas condutividades elétricas testadas, tanto no estado sólido como no estado líquido, e os dados obtidos encontram-se resumidos na tabela.

Substância	Conduz corrente elétrica no estado	
	sólido	líquido
X	Sim	Sim
Y	Não	Sim
Z	Não	Não

Com base nessas informações, é correto classificar como substância(s) metálica(s)

- a) Y e Z, apenas.
b) X, Y e Z.
c) X e Y, apenas.
d) Y, apenas.
X e) X, apenas.
7. (UFMG) Nas figuras I e II, estão representados dois sólidos cristalinos, sem defeitos, que exibem dois tipos diferentes de ligação química:



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

- a) a figura II corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
X b) a figura I corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
c) a figura I corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.
d) a figura II corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.

8. (PUC-MG) Considere as seguintes afirmativas:
- Quando dissolvidos em água, formam soluções com boa capacidade de conduzir eletricidade.
 - São ótimos condutores de eletricidade.
 - Apresentam alta temperatura de fusão.
 - São duros e quebradiços.

Assinale a opção cujas características estão adequadamente relacionadas aos compostos.

	I	II	III	IV
a)	Metálicos	Metálicos	Covalente	Iônicos
b)	Iônicos	Covalente	Metálicos	Metálicos
c)	Covalente	Metálicos	Iônicos	Iônicos
X d)	Iônicos	Metálicos	Metálicos	Iônicos

9. (UEPG-PR) Identifique as alternativas que trazem respectivamente um exemplo de substância iônica, molecular e metálica, e assinale o que for correto.

- 01) LiCl , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ e Au.
02) KBr , C_{10}H_8 e $\text{Cu} + \text{Zn}$.
04) CaCl_2 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ e $\text{Cu} + \text{Sn}$.
08) CaO , H_2O e $\text{C}_{\text{grafite}}$.

01, 02 e 04.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UEMG)

“Minha mãe sempre costurou a vida com fios de ferro.”

EVARISTO, 2014, p. 9.

Identifique na tabela a seguir a substância que possui as propriedades do elemento mencionado no trecho acima.

Substância	Estrutura	Condutividade elétrica	Ponto de fusão
A	íons	boa condutora	baixo
B	átomos	boa condutora	alto
C	moléculas	má condutora	alto
D	átomos	má condutora	baixo

A resposta **CORRETA** é:

- a) Substância A.
x b) Substância B.
 c) Substância C.
 d) Substância D.
2. (Fuvest-SP) Existem vários modelos para explicar as diferentes propriedades das substâncias químicas, em termos de suas estruturas submicroscópicas. Considere os seguintes modelos:
- moléculas se movendo livremente;
 - íons positivos imersos em um “mar” de elétrons deslocalizados;
 - íons positivos e negativos formando uma grande rede cristalina tridimensional.
- Assinale a alternativa que apresenta substâncias que exemplificam, respectivamente, cada um desses modelos.

	I	II	III
x a)	gás nitrogênio	ferro sólido	cloreto de sódio sólido
b)	água líquida	iodo sólido	cloreto de sódio sólido
c)	gás nitrogênio	cloreto de sódio sólido	iodo sólido
d)	água líquida	ferro sólido	diamante sólido
e)	gás metano	água líquida	diamante sólido

3. (UEA-AM) O quadro, incompleto, relaciona a condutibilidade elétrica de três substâncias químicas em três situações diferentes.

Substância	Condutibilidade elétrica		
	no estado sólido	no estado líquido	em solução aquosa
Cloreto de sódio	x	boa	boa
Sacarose	má	má	y
Prata metálica	z	boa	não se dissolve

Para completar corretamente o quadro, os espaços ocupados por x, y e z devem ser preenchidos, respectivamente, com:

- a) boa – boa – boa.
 b) boa – boa – má.
 c) má – má – má.
x d) má – má – boa.
 e) má – boa – boa.
4. (UFRRJ) No poema “Confidência do Itabirano” de Carlos Drummond de Andrade, é possível identificar a relação que o poeta estabelece entre seus sentimentos e a propriedade do metal mais produzido no mundo, o ferro.

Alguns anos vivi em Itabira.

Principalmente nasci em Itabira.

Por isso sou triste, orgulhoso: de ferro.

Noventa por cento de ferro nas calçadas.

Oitenta por cento de ferro nas almas.

E esse alheamento do que na vida é porosidade e comunicação.

(...)

De Itabira trouxe prendas diversas que ora te ofereço;

Este São Benedito do velho santeiro

Alfredo Durval;

Esta pedra de ferro, futuro aço do Brasil;

Este couro de anta, estendido no sofá da sala de visitas;

Este orgulho, esta cabeça baixa...

(...)

- a) O ferro encontrado em Itabira (MG) está na forma de minério, onde o principal composto é óxido de ferro III (Fe_2O_3). A obtenção do ferro metálico se faz através de uma reação de redução do minério. Diferencie o Fe_2O_3 do ferro metálico (Fe), quanto ao tipo de ligação envolvida e quanto à capacidade de condução de corrente elétrica.
- b) “Esta pedra de ferro, futuro aço do Brasil”. O aço é uma liga metálica constituída de Fe, Cr, Ni e C. Coloque os metais que compõem esta liga em ordem crescente de raio atômico.

5. (PUC-MG) Analise a tabela, que mostra propriedades de três substâncias X, Y e Z, em condições ambientes.

Substância	X	Y	Z
Temperatura de fusão ($^{\circ}\text{C}$)	146	1600	800
Condutibilidade elétrica	nenhuma	elevada	só fundido ou dissolvido na água
Solubilidade na água	solúvel	insolúvel	solúvel

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as substâncias X, Y e Z são respectivamente:

- a) iônica, metálica, molecular.
- b) molecular, iônica, metálica.
- ☒ c) molecular, metálica, iônica.
- d) iônica, molecular, metálica.
6. (UFRGS-RS) A grande utilização dos metais demonstra sua importância para a humanidade e decorre do fato de as substâncias metálicas apresentarem um conjunto de propriedades que lhes são características.
- Considere as informações abaixo que justificam, de forma adequada, propriedades típicas dos metais, com base no modelo do mar de elétrons.
- I. Metais apresentam, geralmente, elevados pontos de fusão devido à grande estabilidade do retículo cristalino metálico.
- II. A boa condução de calor ocorre, pois o aquecimento aumenta a vibração dos íons posi-

tivos, possibilitando que eles capturem os elétrons livres, o que provoca a desestruturação do retículo cristalino metálico e possibilita a propagação do calor.

- III. A boa condução de eletricidade é explicável, pois a aplicação de uma diferença de potencial provoca uma movimentação ordenada dos elétrons livres.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- ☒ d) Apenas I e III.
- e) I, II e III.

7. (Unifesp) A coluna da esquerda, abaixo, apresenta quatro tipos de substâncias sólidas; a da direita, cinco exemplos dessas substâncias. Associe adequadamente todos os itens da coluna da direita aos respectivos itens da coluna da esquerda.

1 – metálica	• fluoreto de sódio (NaF)
2 – iônica	• sílica $[(\text{SiO}_2)_n]$
3 – molecular	• glicose $(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$
4 – covalente	• cromo (Cr)
	• grafite (C)

A sequência correta de cima para baixo, é:

- a) 1 – 1 – 2 – 4 – 3.
- b) 2 – 1 – 4 – 3 – 1.
- ☒ c) 2 – 4 – 3 – 1 – 4.
- d) 3 – 1 – 4 – 1 – 2.
- e) 4 – 3 – 1 – 4 – 1.

8. (UFRGS-RS) Assinale com **V** (verdadeiro) ou **F** (falso) as afirmações abaixo, referentes a compostos inorgânicos.

- () O fosfato de sódio, embora seja considerado um composto iônico, possui ligações covalentes no íon fosfato.
- () Compostos iônicos tendem a ter pontos de fusão e ebulição mais elevados do que os compostos moleculares.
- () BeF_2 não obedece à regra do octeto.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- ☒ a) V – V – V.
- b) V – V – F.
- c) V – F – F.
- d) F – F – V.
- e) F – F – F.

Os sinos e as ligas metálicas

Na Idade Média, além de indicarem as horas, os sinos das igrejas tinham outras funções: serviam para avisar da ocorrência de incêndios e invasões, anunciavam a hora das missas, casamentos, alegravam festas e lamentavam a morte de reis e príncipes.

Com o tempo, o sino foi perdendo espaço para os relógios, que se mostravam mais precisos para indicar as horas e o tempo de cada atividade.

Além do seu caráter orientador, tanto os sinos como os relógios tinham e têm em comum alguns materiais utilizados na sua produção. Os sinos até hoje são feitos de uma liga metálica de cobre e estanho muito resistente à corrosão.

Os relógios mais antigos tinham pêndulos de madeira ou metal, materiais que sofriam dilatação e contração significativas, devido às variações de temperatura, o que interferia na precisão da marcação das horas.

Com o tempo, o material desses pêndulos foi substituído por ligas metálicas que apresentavam um menor coeficiente de dilatação, de modo a tornar a marcação das horas mais precisa.

1. A respeito da liga metálica mencionada no texto, utilizada para a produção de sinos, responda aos itens abaixo.

- Qual é o nome dessa liga?
- Quais são os símbolos dos metais presentes nessa liga?
- Que importante propriedade dessa liga é mencionada no texto?

Com base nas informações abaixo, responda às questões 2 e 3.

Quando submetidos a variações de temperatura, os metais e as ligas metálicas podem ter suas dimensões aumentadas, no caso de um aquecimento, ou diminuídas, se forem resfriados. Essa variação da área é medida por uma constante de proporcionalidade α , denominada coeficiente de dilatação linear (α).

A tabela abaixo mostra o coeficiente de dilatação linear de alguns materiais.

Material	alumínio	latão	prata	ouro (18 k)	cobre	ferro	aço	platina
α ($^{\circ}\text{C}^{-1}$)	$2,4 \cdot 10^{-5}$	$2,0 \cdot 10^{-5}$	$1,9 \cdot 10^{-5}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	$1,2 \cdot 10^{-5}$	$1,2 \cdot 10^{-5}$	$0,9 \cdot 10^{-5}$

Fonte: <www.ucb.br/sites/100/118/Laboratorios/Calor/DilatacaoLinear.pdf>. Acesso em: 10 nov. 2017.

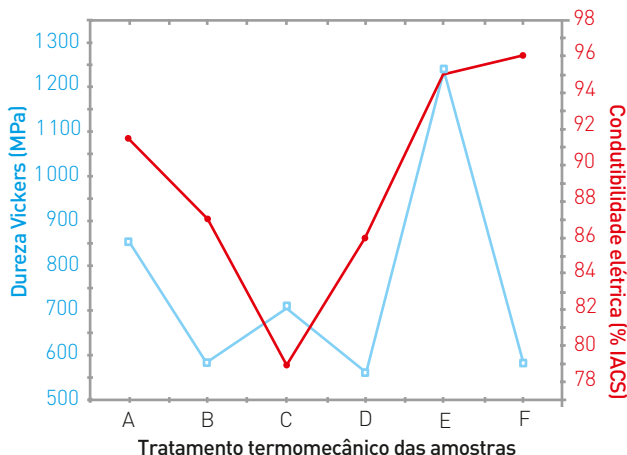
2. Quantas e quais são as ligas mencionadas na tabela?

3. Qual dessas ligas seria a mais apropriada para minimizar os efeitos da variação de temperatura na precisão da marcação de horas? Lembre-se de que materiais que se dilatam ou se contraem muito não são apropriados para a confecção de tal instrumento.

4. As ligas metálicas possuem propriedades diferentes dos elementos que as originam, como o aumento ou a diminuição da dureza. A dureza pode ser usada para avaliar a resistência ao desgaste, o grau de endurecimento superficial por tratamentos térmicos e a resistência mecânica em geral do material. Para calcular a dureza de uma liga, usa-se o parâmetro Dureza Vickers. Analise o gráfico ao lado, que indica a dureza (Dureza Vickers) e a condutibilidade elétrica de ligas de cobre que receberam diferentes tratamentos termomecânicos indicados no eixo das abscissas pelas letras A, B, C, D, E e F.

Com base nesses dados, responda.

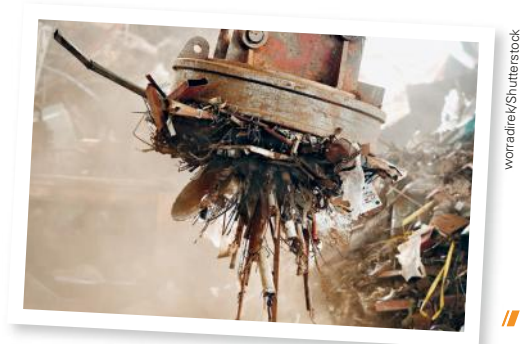
- Qual é a ordem crescente de dureza dessas ligas?
- Qual é a ordem crescente de condutibilidade elétrica dessas ligas?
- Transforme esse gráfico em duas tabelas: uma para a Dureza Vickers e outra para a condutibilidade elétrica.



Fonte: <www.ipen.br/biblioteca/2006/cbecimat/12592.pdf>. Acesso em: 10 nov. 2017.

Reciclagem de metais

A metalurgia e a reciclagem se confundem ao longo da História, pois as sucatas são geralmente as matérias-primas mais convenientes na fundição, não havendo também perdas de qualidade no processo.



worradek/Shutterstock

// Separação magnética de metais em demolição.

Os metais são muito utilizados em equipamentos, estruturas, embalagens, etc., devido à sua elevada durabilidade, resistência e facilidade de conformação. Separam-se magneticamente as sucatas em ferrosas e não ferrosas e ainda em:

- sucatas pesadas: geralmente encontradas nos “ferros-velhos” (vigas, equipamentos, chapas, grelhas, etc.);
- sucatas de processo: cavacos, limalhas e rebarbas, além de peças defeituosas que voltam ao processo industrial;
- sucatas de obsolescência: materiais destinados ao lixo após o uso.

O cobre é muito utilizado para ligas: latão e bronze e revestimento de artefatos metálicos.

O estanho é utilizado para revestir internamente latas de aço (folhas de flandres) no setor de embalagens, principalmente para alimentos, para evitar a corrosão pelo alimento.

O cromo é utilizado para revestir latas e vários artefatos metálicos.

O zinco e o níquel são utilizados também para revestir artefatos metálicos.

Aço é uma liga de ferro com carvão e baixíssimas quantidades de outros metais (molibdênio, cromo, níquel, tungstênio, nióbio, etc.). Dependendo destes outros metais, temos os diferentes tipos de aço.

// Peças de metal, separadas por tipo, para a reciclagem.

PRILL/Shutterstock



É preciso reciclar

Os metais são 100% recicláveis. Por exemplo, para fabricação de uma tonelada de alumínio, são necessárias 5 toneladas de bauxita. A reciclagem de uma tonelada de sucata de alumínio economiza 5 toneladas de bauxita, um recurso natural não renovável.

As latas, tanto as de folhas de flandres quanto as de alumínio, são as principais sucatas metálicas desprezadas hoje em dia e que podem ser recuperadas em grandes quantidades pela coleta seletiva.

Cada tonelada de aço reciclado representa uma economia de 1140 kg de minério de ferro, 154 kg de carvão e 18 kg de cal. Já na reciclagem do alumínio, a economia de energia é de 95% em relação ao processo primário, economizando a extração de 5 toneladas de bauxita (matéria-prima para se fabricar o alumínio) por tonelada reciclada, sem contar toda a lama vermelha (resíduo da mineração) que é rejeitada.

Geralmente os metais ferrosos são direcionados para as usinas de fundição, onde a sucata é colocada em fornos elétricos ou a oxigênio, aquecidos a 1550 °C. Após atingir o ponto de fusão e chegar ao estado líquido, o material é moldado em tarugos e placas metálicas, que serão cortados na forma de chapas de aço. A sucata demora somente um dia para ser reprocessada e transformada novamente em lâminas de aço usadas por vários setores industriais – das montadoras de automóveis às fábricas de latinhas em conserva.

O alumínio também é encaminhado para a fundição, obedecendo a parâmetros específicos de processamento. O alumínio reciclado está presente na indústria de autopeças, na fabricação de novas embalagens, entre outros usos.

Pode-se concluir que os benefícios da reciclagem de metais são:

- economia de minérios;
- economia de energia;
- economia de água;
- aumento da vida útil dos lixões;
- diminuição das áreas degradadas pela extração do minério;
- diminuição da poluição;
- geração de empregos e recursos econômicos para os intermediários.

Fonte das informações: *Ambiente Brasil*. Reciclagem de metal. Disponível em: <http://ambientes.ambientebrasil.com.br/residuos/reciclagem/reciclagem_de_metal.html>. Acesso em: 10 nov. 2017.

SAIBA MAIS

Para saber mais sobre os metais, sua história, composição, tipos, produção e reciclagem, consulte a página da Recicloteca.

Disponível em: <www.recicloteca.org.br/material-reciclavel/metals/>. Acesso em: 10 nov. 2017.

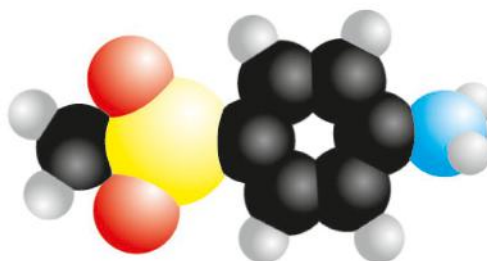
Reflita

1. O que podemos fazer, na nossa comunidade, em relação ao descarte de metais?
2. “Se uma comunidade cultiva o ato de reciclar, então ela tem consciência dos problemas ambientais.” Isso é verdadeiro? O fato de sermos campeões mundiais de reciclagem de alumínio significa que somos mais conscientes que a população de outros países? Justifique sua resposta.

Geometria molecular

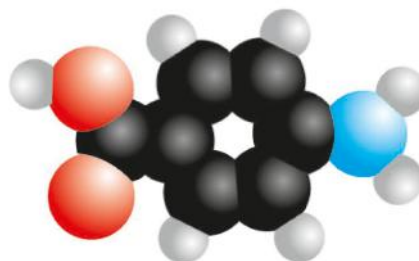
Como qualquer porção de matéria, as moléculas ocupam lugar no espaço e apresentam uma forma tridimensional.

A



Banco de imagens/ Arquivo da editora

B



// O antibiótico sulfonamida (A) salvou muitas vidas na Segunda Guerra Mundial. Sua ação antibacteriana foi determinada quando se descobriu que sua molécula apresentava uma forma semelhante à do ácido para-aminobenzoico (B), um antibiótico natural.

Define-se como geometria molecular a disposição dos átomos de uma molécula no espaço.

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes e podem apresentar, na sua constituição, de dois a milhares de átomos. A **disposição** espacial dos **núcleos** desses átomos irá determinar diferentes **formas geométricas** para as moléculas.

Todas as moléculas formadas por dois átomos (diatômicas) têm dois núcleos, que determinam uma única reta entre eles. Assim, a geometria dessas moléculas é linear.



Já moléculas triatômicas, com três núcleos, podem apresentar geometrias diferentes:



linear



angular

À medida que aumenta o número de átomos que formam uma molécula, aumenta o número de geometrias possíveis.

Uma das maneiras mais simples e mais usadas atualmente para prever a geometria de moléculas que apresentam mais de dois átomos é por meio da **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência**. Essa teoria está baseada na ideia de que os pares eletrônicos ao redor de um átomo central, estejam ou não participando das ligações, comportam-se como nuvens eletrônicas que se repelem entre si, de forma a ficarem orientadas no espaço com a **maior distância angular** possível.

Nesse modelo considera-se a repulsão entre grupos ou conjuntos de elétrons. Um **grupo de elétrons** é um conjunto de elétrons de valência, localizado em uma região ao redor de um átomo central, que repele outros grupos de elétrons de valência.

Um grupo de elétrons é um conjunto que forma uma nuvem eletrônica, que pode corresponder a:

- uma ligação covalente simples: —
- uma ligação covalente dupla: =
- uma ligação covalente tripla: ≡
- um par de elétrons não ligados: ••



1 nuvem eletrônica

// Para facilitar a visualização, representamos cada nuvem eletrônica com um formato ovalado.

A orientação espacial dessas nuvens dependerá do número total de nuvens eletrônicas ao redor de um átomo central A.

A **geometria das moléculas**, porém, será determinada pela posição dos **núcleos dos átomos** ligados ao átomo central A. Considerando a orientação das nuvens e o número de átomos ligados ao átomo central, temos as possíveis geometrias moleculares.

No quadro a seguir, que apresenta as geometrias moleculares mais comuns, podemos observar a relação da geometria das moléculas com o número de nuvens eletrônicas localizadas ao redor do átomo central e o número de átomos a ele ligados.

CORES FANTASIA

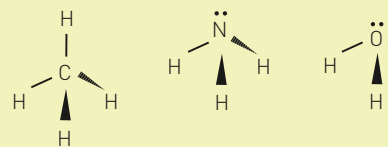
AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Nº de nuvens ao redor do átomo central (A)	Fórmula eletrônica	Orientação das nuvens	Disposição dos átomos	Geometria molecular
2			$O = C = O$	sempre linear
3 átomo A no centro de um triângulo	2 átomos ligantes 3 átomos ligantes		$O = S = O$ $O = S = O$	angular trigonal
4 átomo A no centro de um tetraedro	2 átomos ligantes 3 átomos ligantes 4 átomos ligantes		$H - O - H$ $H - N - H$ $H - C - H$	angular piramidal tetraédrica

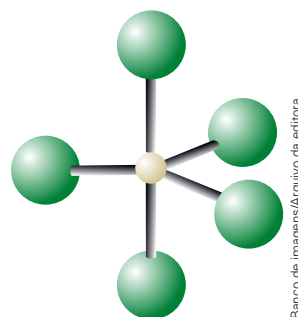
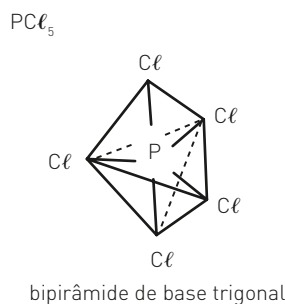
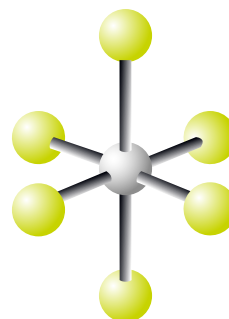
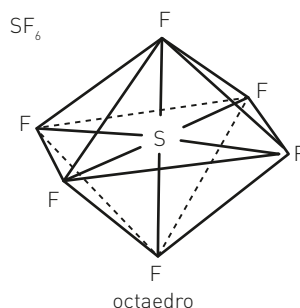
Ilustrações: Banco de Imagens/ Arquivo da editora

Para representar espacialmente as moléculas costuma-se usar a seguinte representação:

- : ligação entre átomos no plano da folha;
- ◄: ligação entre um átomo que se encontra no plano da folha (ponta) e um átomo situado acima do plano da folha;
- ou ►: ligação entre um átomo que se encontra no plano da folha e um átomo situado atrás do plano da folha (ponta).



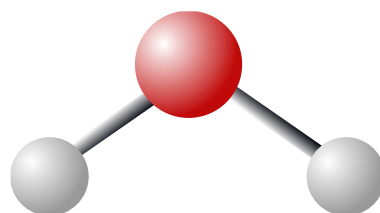
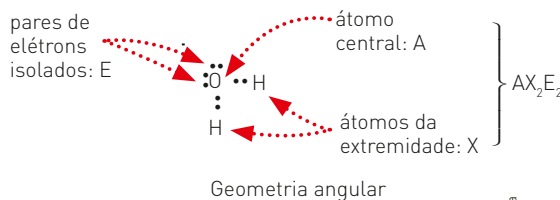
Essa teoria permite determinar muitas outras geometrias mais complexas. Veja algumas delas:



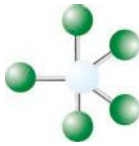
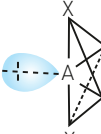
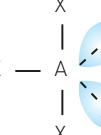
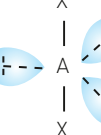
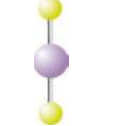
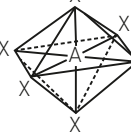
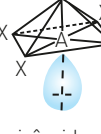
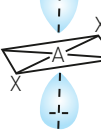
A Teoria VSEPR pode ser usada para determinar a geometria de um grande número de moléculas, e nela usa-se uma notação especial:

- A: átomo central considerado;
- E: pares de elétrons não compartilhados: $E_1, E_2, \dots$;
- X: átomos localizados nas extremidades: $X_1, X_2, \dots$

Veja o exemplo da água:



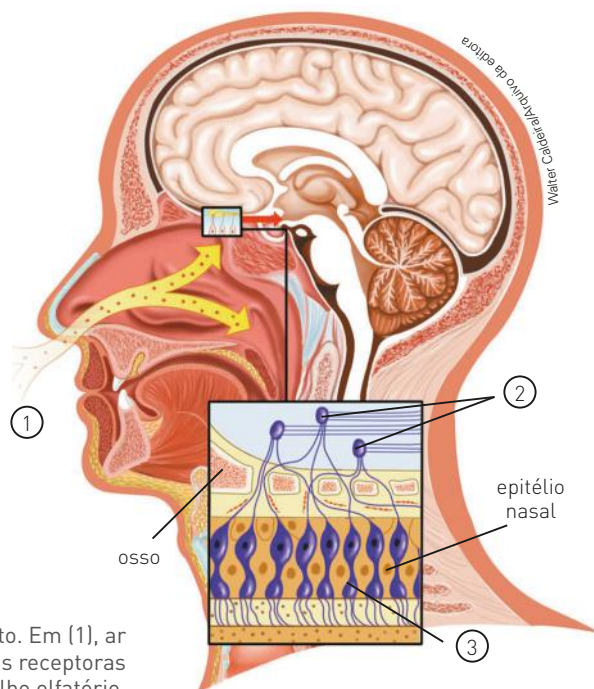
A tabela a seguir mostra outras geometrias que podem ser determinadas pela VSEPR, incluindo algumas que não seguem a Regra do octeto.

Número de nuvens eletrônicas	Número de pares isolados	Notação VSEPR	Geometria molecular	Ângulos	Exemplo	Modelo varetas e bola
5	0	AX_5	 bipirâmide de base triangular	$90^\circ, 120^\circ, 180^\circ$	PCl_5	
5	1	AX_4E	 gangorra	$90^\circ, 120^\circ, 180^\circ$	SF_4	
5	2	AX_3E_2	 forma de T	$90^\circ, 180^\circ$	ClF_3	
5	3	AX_2E_3	 linear	180°	XeF_2	
6	0	AX_6	 octaedro	$90^\circ, 180^\circ$	SF_6	
6	1	AX_5E	 pirâmide de base quadrada	90°	BrF_5	
6	2	AX_4E_2	 quadrada	90°	XeF_4	

Ilustrações: Banco de imagens/ Arquivo da editora

Descoberto o mistério do olfato

A elucidação do sistema olfatório valeu aos cientistas norte-americanos Richard Axel e Linda B. Buck o prêmio Nobel de medicina ou fisiologia de 2004 [...]. Os princípios básicos envolvidos no reconhecimento e na lembrança de milhares de odores diferentes eram ignorados, até serem esclarecidos por Axel e Buck em uma série de estudos pioneiros. Em artigo de 1991, considerado fundamental, a dupla descreveu uma família de cerca de mil genes ligados a receptores olfatórios. Desde então ambos têm trabalhado de forma independente, sempre buscando esclarecer a olfação, do nível molecular à organização das células.



// Representação do processo envolvido no olfato. Em (1), ar inalado com moléculas odoríferas. Em (2), células receptoras olfatórias. Em (3), glomérulos do bulbo olfatório.

// O olfato auxilia na seleção de alimentos.



Os receptores estão localizados nas células receptoras olfatórias, que ocupam uma pequena área na parte superior do epitélio nasal e detectam as moléculas odoríferas inaladas. Cada célula receptora tem um único tipo de receptor para cheiro e cada um deles é capaz de detectar um número limitado de substâncias aromáticas.

Ao captar um cheiro, as células receptoras enviam sinais elétricos para os glomérulos, localizados no bulbo olfatório (a área olfatória primária do cérebro). A partir dessas microestruturas do bulbo olfatório a informação é posteriormente enviada a outras partes do cérebro, onde os sinais de muitos receptores se combinam para formar um padrão. Assim, podemos sentir o perfume de uma flor ou nos lembrar de algum cheiro que sentimos no passado.

O sistema olfatório desempenha papel fundamental na sobrevivência dos seres vivos, ao permitir, por exemplo, o reconhecimento de substâncias dispersas no ambiente e facilitar a seleção de alimentos. Um indivíduo que perdeu o olfato pode ingerir comida deteriorada e não é capaz de identificar sinais de alarme importantes, como o cheiro de um gás ou de fumaça. Por isso

a descoberta do funcionamento do sistema olfatório significou um importante avanço para a fisiologia.

[...]

Para Bettina Malnic, pesquisadora do Departamento de Bioquímica da Universidade de São Paulo que trabalhou com a laureada Linda Buck na Escola Médica de Harvard, em Boston, entre 1997 e 2000, o estudo dos receptores olfatórios é importante porque, ao explicar como o sistema nervoso interpreta odores do ambiente, impulsiona as pesquisas no campo da neurobiologia.

“O sistema olfatório é praticamente um modelo didático para se entender o funcionamento do cérebro”, diz Malnic. “Seu estudo fornece, portanto, indícios sobre como o cérebro transforma informação em percepção e pode, assim, ajudar a entender melhor o sistema nervoso, extremamente complexo e ainda não de todo conhecido.”

Fonte: LEVY, Isabel. Descoberto o mistério do olfato. *Ciência Hoje*, 4 out. 2004.

Disponível em: <<http://cienciahoje.org.br/acervo/descoberto-misterio-do-olfato>>. Acesso em: 28 jun. 2018.



Jillada Panwiser/Shutterstock

// Cada célula receptora olfatória é capaz de detectar um número de substâncias aromáticas.

SAIBA MAIS

1. *O cheiro das coisas*, de Bettina Malnic. Rio de Janeiro: Vieira & Lent. De todos os sentidos, o olfato é o que está mais intimamente ligado às regiões do cérebro envolvidas a emoções e memórias. O livro desta pesquisadora brasileira, que trabalhou com Linda Buck nas pesquisas sobre a bioquímica do olfato, trata desse e de outros assuntos.
2. Se você se interessou pelo tema olfato, leia o livro *O perfume*, romance do escritor alemão Patrick Süskind. Rio de Janeiro: Record. Se preferir, veja o filme *Perfume: a história de um assassino*, que é uma adaptação do livro.

Refleta

1. “Duas pessoas podem ser diferentes na maneira como cheiram o mundo.” Essa é uma das afirmações presentes no livro *O cheiro das coisas*, de Bettina Malnic. Você se lembra de alguma situação em que sua percepção de algum cheiro tenha sido muito diferente da de outra pessoa?
2. O texto acima enfatiza a importância do olfato para a sobrevivência humana. Você já passou por alguma situação em que o uso do olfato tenha sido decisivo para sua integridade física?
3. Faça uma pesquisa sobre o prêmio Nobel: sua origem, as áreas contempladas por ele, alguns exemplos de premiação na área de Química. Depois, compartilhe com seus colegas as informações obtidas.

EXPLORE SEU MUNDO

Verifique se você tem habilidade para identificar algumas fragrâncias: escolha alguns perfumes presentes em sua casa e coloque algumas gotas destes em pedaços separados de papel de filtro. Agitando então o papel de filtro próximo ao nariz, tente identificar o aroma sentido e compare-o com alguma outra fragrância que você conheça, de origem natural.

Monte um quadro estabelecendo as relações.

Exercício resolvido

Determine a geometria dos íons NO_3^- e ClO_3^- .

Solução

Inicialmente, deve-se representar as fórmulas eletrônicas ou estruturais das moléculas que originaram os íons:

NO_3^- :

Inicialmente, devemos conhecer com quantos elétrons cada átomo se estabiliza, no caso:

1 átomo de N = $8 e^-$

3 átomos de O = $3 \cdot (8 e^-) = 24 e^-$

Total de elétrons necessários para estabilizar = $32 e^-$

Apresentam na camada de valência:

1 átomo de N = $5 e^-$

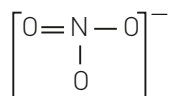
3 átomos de O = $3 \cdot (6 e^-) = 18 e^-$

Total de elétrons nas camadas de valência = $23 e^-$

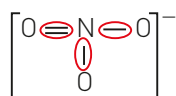
Carga do íon = $1 e^-$

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar ($32 e^-$) e o total de elétrons nas camadas de valência ($23 e^-$) mais $1 e^-$, referente à carga do íon ($24 e^-$), é igual a $8 e^-$.

Oito ($8 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, a 4 ligações covalentes (—), que devem ser utilizadas para unir os átomos. Assim, temos:

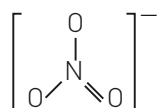


Assim, temos:



3 nuvens eletrônicas
e 3 ligantes

Portanto, a geometria é trigonal plana:



ClO_3^- :

Inicialmente, devemos conhecer com quantos elétrons cada átomo se estabiliza, no caso:

1 átomo de Cl = $8 e^-$

3 átomos de O = $3 (8 e^-) = 24 e^-$

Total de elétrons necessários para estabilizar = $32 e^-$

Apresentam na camada de valência:

1 átomo de Cl = $7 e^-$

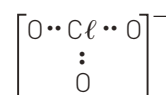
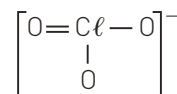
3 átomos de O = $3 (6 e^-) = 18 e^-$

Total de elétrons nas camadas de valência = $25 e^-$

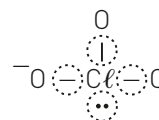
Carga do íon = $1 e^-$

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar ($32 e^-$) e o total de elétrons nas camadas de valência ($25 e^-$) mais $1 e^-$, referente à carga do íon ($26 e^-$), é igual a $6 e^-$.

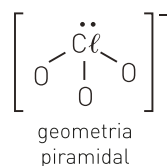
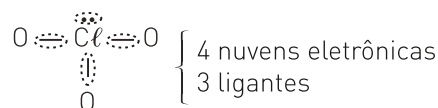
Seis ($6 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, a 3 ligações covalentes (—), que devem ser utilizadas para unir os átomos. Assim, temos:



Para a representação dos elétrons não compartilhados, no caso, pelo cloro (Cl), devemos representar um par eletrônico e o octeto será alcançado.

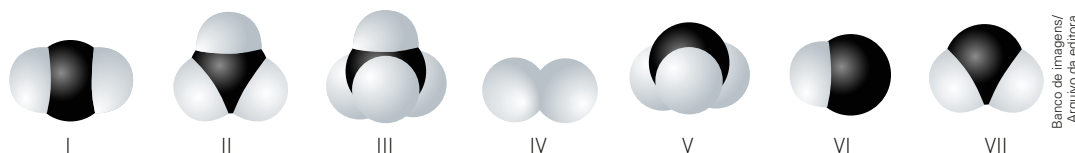


Para a determinação da geometria:



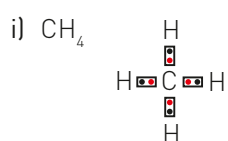
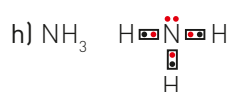
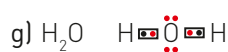
Fundamentando seus conhecimentos

1. Observe os modelos a seguir:



Indique a forma geométrica de cada molécula.

2. Determine a geometria das seguintes moléculas:



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Associe corretamente os componentes do grupo A com as geometrias moleculares presentes no grupo B.

Grupo A

	Fórmula molecular	Fórmula
I.	H_2	$H \text{---} H$
II.	O_2	$O = O$
III.	H_2O	$H \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} \text{---} H$
IV.	NH_3	$\begin{array}{c} H \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} \text{---} H \\ \\ H \end{array}$
V.	CH_4	$\begin{array}{c} H \\ \\ H \text{---} C \text{---} H \\ \\ H \end{array}$
VI.	CO_2	$O = C = O$
VII.	BF_3	$\begin{array}{c} F \\ \\ F \text{---} B \text{---} F \end{array}$

Grupo B

	Fórmula molecular	Fórmula
VIII.	H_2S	$H \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}} \text{---} H$
IX.	CCl_4	$\begin{array}{c} Cl \\ \\ Cl \text{---} C \text{---} Cl \\ \\ Cl \end{array}$
X.	$HCCl_3$	$\begin{array}{c} Cl \\ \\ H \text{---} C \text{---} Cl \\ \\ Cl \end{array}$
XI.	N_2	$N \equiv N$
XII.	SO_2	$O = \overset{\cdot\cdot}{S} \text{---} O$

a) linear

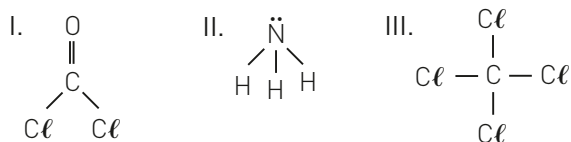
c) piramidal

e) tetraédrica

b) angular

d) trigonal

2. [Cefet-CE] A geometria de uma molécula é informação muito importante uma vez que define algumas propriedades do composto, como a polaridade, a solubilidade, o ponto de fusão e ebulição, possibilitando uma boa aplicação para ela. O fosgênio COCl_2 é usado na obtenção dos policarbonatos, que são plásticos que se aplicam na fabricação de visores para astronautas, vidros à prova de bala e CDs. A amônia é bastante solúvel em água e no estado líquido é utilizada como solvente. O tetracloreto de carbono é um líquido muito pouco reativo, sendo empregado como solvente de óleos, gorduras e ceras. As estruturas dos três compostos citados estão representadas logo a seguir.



Com relação à geometria das moléculas I, II e III, na figura, é correto afirmar:

- a) Todas são planas.
b) Todas são piramidais.
c) Apenas I e II são planas.
x d) Apenas I é plana.
e) Todas são tetraédricas.
3. [UFRGS-RS] O modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência estabelece que a configuração eletrônica dos elementos que constituem uma molécula é responsável pela sua geometria molecular. Relacione as moléculas com as respectivas geometrias.
Dados: Números atômicos: $\text{H} = 1$, $\text{C} = 6$, $\text{N} = 7$, $\text{O} = 8$, $\text{S} = 16$.
Geometria molecular:
1. linear.
2. quadrada.
3. trigonal plana.
4. angular.

5. pirâmide trigonal.
6. bipirâmide trigonal.

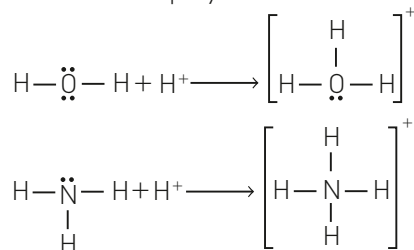
Moléculas:

- SO_3 .
- NH_3 .
- CO_2 .
- SO_2 .

A relação numérica, da esquerda para a direita, das moléculas, que estabelece a sequência de associações corretas é:

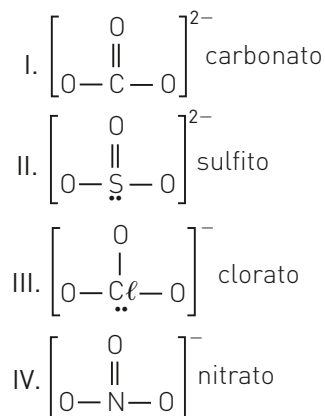
- a) 5 – 3 – 1 – 4.
b) 3 – 5 – 4 – 6.
x c) 3 – 5 – 1 – 4.
d) 5 – 3 – 2 – 1.
e) 2 – 3 – 1 – 6.

4. Observe as equações:



Indique a geometria dos íons H_3O^+ (hidroxônio) e NH_4^+ (cátion amônio).

5. Indique a geometria de cada íon:



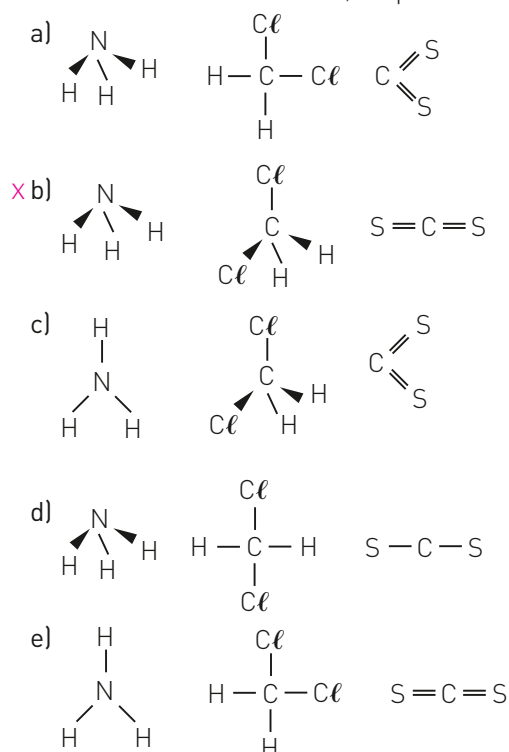
Desafiando seus conhecimentos

1. [Espcex/Aman-RJ] As substâncias ozônio $\text{O}-\ddot{\text{O}}=\text{O}$ (O_3), dióxido de carbono $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (CO_2), dióxido de enxofre $\text{O}-\ddot{\text{S}}=\text{O}$ (SO_2), água $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$ (H_2O) e cianeto de hidrogênio $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ (HCN) são exemplos que representam moléculas triatômicas. Dentre elas, as que apresentam geometria molecular linear são, apenas,
- x a) cianeto de hidrogênio e dióxido de carbono.
b) água e cianeto de hidrogênio.
c) ozônio e água.
d) dióxido de enxofre e dióxido de carbono.
e) ozônio e dióxido de enxofre.

2. (PUC-SP) Sabendo-se que:

- a amônia (NH_3) é constituída por moléculas solúveis em água;
- o diclorometano (CH_2Cl_2) não possui isômeros. Sua molécula apresenta polaridade, devido à sua geometria e à alta eletronegatividade do elemento Cl ;
- o dissulfeto de carbono (CS_2) é um solvente apolar de baixa temperatura de ebulição.

As fórmulas estruturais que melhor representam essas três substâncias são, respectivamente:



3. (UFPI) No espaço entre as estrelas, em nossa galáxia, foram localizadas, além do H_2 , pequenas moléculas, tais como H_2O , HCN , CH_2O , H_2S e NH_3 . Indique a que apresenta geometria trigonal planar.

- x a) CH_2O c) H_2O e) NH_3
b) HCN d) H_2S

4. (UFPI) Indique a geometria do composto cloreto de antimônio (SbCl_3), um sólido incolor, conhecido como manteiga de antimônio e usado como retardador de chama.

- a) Linear. x d) Piramidal trigonal.
b) Em forma de V. e) Tetraédrica.
c) Trigonal plana.

5. (UFC-CE) Selecione as alternativas em que há exata correspondência entre a molécula e sua forma geométrica:

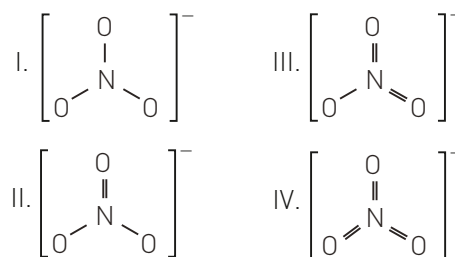
- x a) N_2 — Linear.
x b) CO_2 — Linear.

- x c) H_2O — Angular.
d) PCl_5 — Plana trigonal.
x e) CCl_4 — Tetraédrica.
f) BF_3 — Pirâmide trigonal.

6. (PUC-MG) Com relação à geometria das moléculas, a opção correta a seguir é:

	NO	CO_2	NF_3	H_2O	BF_3
x a)	linear	linear	piramidal	angular	trigonal plana
b)	linear	angular	piramidal	angular	trigonal plana
c)	linear	trigonal	trigonal	linear	trigonal plana
d)	angular	linear	linear	angular	trigonal
e)	angular	trigonal	trigonal	linear	piramidal

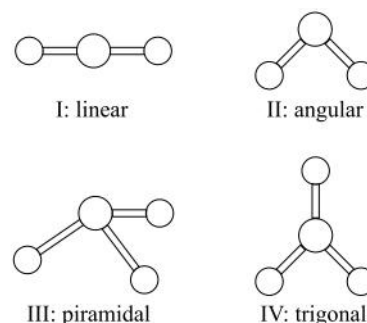
7. (Uerj) O nitrato, íon de geometria trigonal plana, serve como fonte de nitrogênio para as bactérias. Observe as seguintes fórmulas estruturais:



A fórmula que corresponde ao íon nitrato está identificada pelo seguinte número:

- a) I. c) III.
x b) II. d) IV.

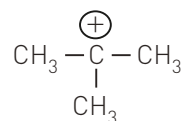
8. (Unifesp-SP) Na figura, são apresentados os desenhos de algumas geometrias moleculares:



SO_3 , H_2S e BeCl_2 apresentam, respectivamente, as geometrias moleculares:

- a) III, I e II. d) IV, I e II.
b) III, I e IV. x e) IV, II e I.
c) III, II e I.

9. (UFPE) A teoria de repulsão dos pares de elétrons na camada de valência (VSEPR) é capaz de prever a geometria de várias moléculas. De acordo com essa teoria é correto afirmar que:
- A molécula de H_2S apresenta geometria linear.
 - A molécula de CO_2 apresenta geometria angular.
 - ☒ c) A molécula de PH_3 apresenta geometria piramidal.
 - A molécula BCl_3 apresenta geometria tetraédrica.
 - A molécula SF_6 apresenta geometria trigonal.
10. (UFG-GO) Considerando o modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência, as moléculas que apresentam geometria linear, trigonal plana, piramidal e tetraédrica são, respectivamente:
- SO_2 , PF_3 , NH_3 e CH_4 .
 - BeH_2 , BF_3 , PF_3 e SiH_4 .
 - SO_2 , BF_3 , PF_3 e CH_4 .
 - CO_2 , PF_3 , NH_3 e CCl_4 .
 - ☒ e) BeH_2 , BF_3 , NH_3 e SF_4 .
11. (UFRGS-RS) Considere as seguintes afirmações a respeito da estrutura eletrônica e da geometria do íon carbonato (CO_3^{2-}).
- Esse íon apresenta 24 elétrons de valência.
 - Sua geometria é trigonal plana.
 - Seu átomo central apresenta um par de elétrons não ligante.
- Quais estão corretas de acordo com a “teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência”?
- Apenas I.
 - ☒ b) Apenas II.
 - Apenas III.
 - Apenas I e II.
 - Apenas II e III.
12. (UEG-GO) A estrutura abaixo apresenta um carbocátion terciário, o qual pode ser formado em reações de substituição de haletos de alquila com espécies químicas nucleofílicas e na presença de solventes adequados.



A análise de sua estrutura permite concluir que essa espécie química apresenta geometria:

- linear.
- ☒ b) piramidal.
- tetraédrica.
- trigonal plana.
- quadrado planar.

Atividade prática

Repulsão dos pares eletrônicos

Você já deve ter percebido que cada nuvem eletrônica (uma ligação simples, dupla ou tripla) pode ser representada por uma bexiga de forma ovoide.

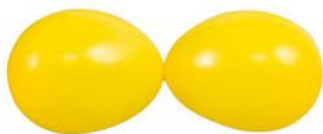
Com algumas bexigas cheias de ar, você pode criar modelos que serão úteis para visualizar e entender melhor a geometria molecular. Quando unidas pelos bicos, as bexigas ficarão dispostas espacialmente sempre da mesma maneira.

Material

- 9 bexigas cheias de ar

Procedimento

De acordo com o número de nuvens eletrônicas envolvidas em cada caso, você deve unir as bexigas e, em seguida, jogá-las para cima, observando a forma que elas assumem quando chegam ao chão. Considere o local de união das bexigas como o átomo central (A).



// 1º caso: molécula com duas nuvens ao redor do átomo central.



// 2º caso: molécula com três nuvens ao redor do átomo central.



// 3º caso: molécula com quatro nuvens ao redor do átomo central.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Polaridade

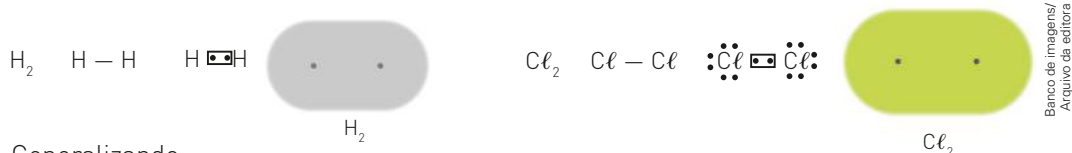
Polaridade das ligações

Ligações covalentes

A distribuição da nuvem eletrônica ao redor dos núcleos está relacionada com a força de atração exercida pelos núcleos dos átomos sobre os elétrons da ligação.

Nas ligações entre átomos de mesma eletronegatividade, os elétrons são igualmente atraídos pelos núcleos; nesse tipo de ligação não ocorre acúmulo de elétrons em nenhuma região, ou seja, não há formação de polos. Essas ligações são ditas apolares.

As ilustrações a seguir representam esse fato.



Generalizando:

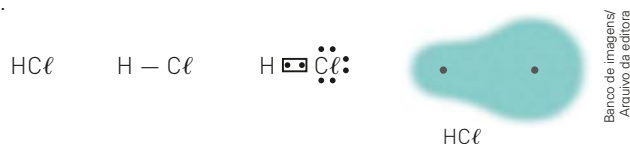
Ligação entre átomos
de mesma eletronegatividade



Ligação covalente **apolar**

Entretanto, em uma ligação entre átomos com diferentes eletronegatividades, a distribuição da nuvem eletrônica não é uniforme. A densidade eletrônica é sempre maior ao redor do átomo de maior eletronegatividade.

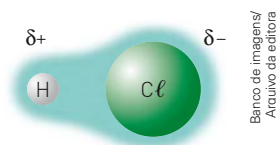
Na molécula do HCl (gás clorídrico), por exemplo, a nuvem eletrônica está mais deslocada no sentido do átomo de cloro, pois ele é mais eletronegativo que o hidrogênio.



A maior densidade eletrônica ao redor do cloro caracteriza o polo negativo, representado por δ^- .

Como consequência, ao redor do átomo de hidrogênio (menos eletronegativo) forma-se uma região com baixa densidade eletrônica, denominada polo positivo e representada por δ^+ .

Os polos $\oplus$ e $\ominus$ constituem um dipolo elétrico.



Ligação entre átomos
de diferentes eletronegatividades



Ligação covalente **polar**

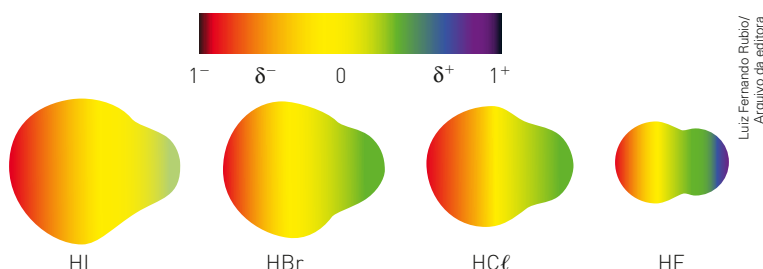
A existência de polos indica uma distribuição desigual de elétrons. A carga desses polos estará sempre entre -1 e 1 , valores que correspondem à perda total ou ao ganho total de um elétron, o que ocorre na ligação iônica.

A intensidade da polarização depende da diferença de eletronegatividades entre os átomos que participam da ligação.

Para comparar as intensidades da polarização de diferentes ligações, utiliza-se normalmente a escala de eletronegatividade proposta por Pauling (página 169).

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será a polarização da ligação.

// As regiões com maior densidade eletrônica são representadas em vermelho, e as de menor densidade eletrônica, em azul. Podemos notar que, à medida que aumenta a diferença de eletronegatividade, aumenta a polarização.



É importante lembrar que a polarização de uma ligação iônica é sempre maior do que a de uma ligação covalente.

Relação de polaridade entre as ligações

Como vimos, a maior ou menor polaridade de uma ligação está relacionada à diferença de eletronegatividade dos elementos que a constituem.

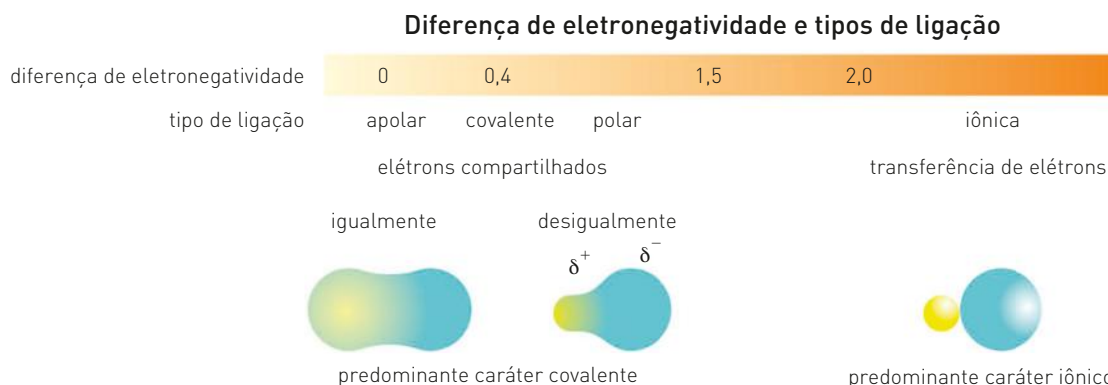
Quando envolve átomos de mesma eletronegatividade, a ligação é denominada covalente pura ou 100% covalente (apolar).

As ligações covalentes envolvendo átomos de diferentes eletronegatividades apresentam polos que se tornam mais intensos à medida que aumenta a diferença de eletronegatividade (ΔE_{neg}) entre os átomos, o que atribui a essas ligações certo caráter iônico.

Vejam alguns exemplos, utilizando os valores estabelecidos por Pauling para a eletronegatividade:

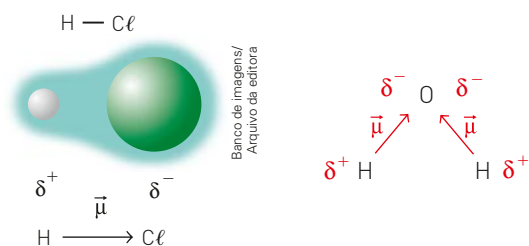
Ligação	Fórmula	Cálculo de ΔE_{neg}
covalente apolar	H_2	$\Delta E_{\text{neg}} = 0$
covalente polar	HCl	$\Delta E_{\text{neg}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$
covalente polar	HF	$\Delta E_{\text{neg}} = 4,0 - 2,1 = 1,9$
iônica	NaCl	$\Delta E_{\text{neg}} = 3,0 - 0,9 = 2,1$

Conforme aumenta a ΔE_{neg} , aumenta o caráter iônico.



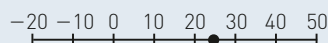
A polarização da ligação é caracterizada por uma grandeza denominada momento dipolar, ou dipolo elétrico, normalmente representada por um vetor $\vec{\mu}$ orientado no sentido do elemento menos eletronegativo para o elemento mais eletronegativo. Assim, o vetor é orientado do polo positivo para o polo negativo.

Veja alguns exemplos:



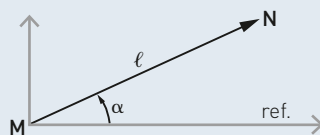
A distorção da nuvem eletrônica corresponde a uma maior ou menor densidade, mas não representa ganho ou perda de elétrons.

Grandezas como temperatura, pressão, massa, potência e outras podem ser completamente definidas por um único valor numérico acompanhado de uma unidade de medida. Elas são denominadas escalares porque, na forma gráfica, podem ser visualizadas como um ponto em uma escala. Veja:

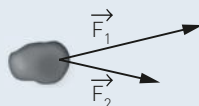


Outras grandezas, como velocidade, força, etc., precisam, além do valor escalar, de uma direção. São graficamente representadas por um segmento de reta, sendo denominadas grandezas vetoriais.

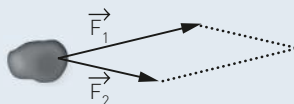
Portanto, um vetor define corretamente a grandeza através do seu comprimento e do ângulo que faz com uma referência, conforme a figura abaixo.



Para determinar a grandeza resultante de duas grandezas vetoriais que agem simultaneamente sobre o mesmo corpo em direções diferentes, adotam-se os seguintes procedimentos:



1. Trace uma linha paralela à grandeza F_1 a partir da ponta do vetor que representa a grandeza F_2 . A seguir, trace uma linha paralela à grandeza F_2 a partir da ponta do vetor que representa F_1 .

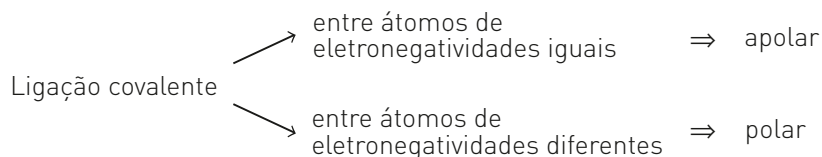


2. Trace uma diagonal do paralelogramo obtido, a partir do corpo sobre o qual F_1 e F_2 agem.

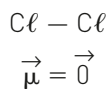


O vetor assim obtido é chamado de vetor resultante. Ele indica a direção e o sentido da grandeza resultante.

Resumindo:



Nas ligações apolares, como não há polos, não teremos vetor momento dipolar, ou seja, seu módulo é zero.



Ligações iônicas

A ligação química é caracterizada pela atração eletrostática entre íons de carga oposta. Como os íons apresentam excesso de cargas elétricas positivas ou negativas, eles sempre terão polos. Portanto:

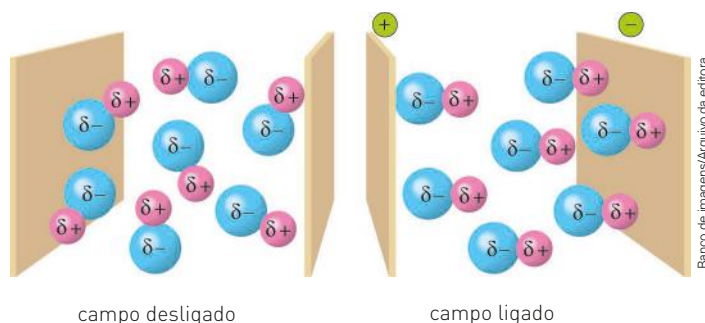
Toda ligação iônica é polar.

Embora não exista uma regra, aceita-se que a diferença de eletronegatividade dos elementos em uma ligação iônica seja igual ou maior que 2.

Polaridade de moléculas

Assim como as ligações, as moléculas também podem ser classificadas quanto a sua polaridade.

Experimentalmente, uma molécula é considerada polar quando se orienta na presença de um campo elétrico externo, e apolar quando não se orienta. O polo negativo da molécula é atraído pela placa positiva do campo elétrico externo e vice-versa, como mostrado na figura a seguir.



Teoricamente, pode-se determinar a polaridade de uma molécula pelo vetor **momento dipolar resultante** ($\vec{\mu}$), isto é, pela soma dos vetores de cada ligação polar da molécula. (A soma de vetores é um assunto estudado em Física.)

Molécula polar: $\vec{\mu}_r \neq \vec{0}$

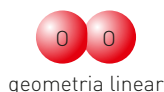
Molécula apolar: $\vec{\mu}_r = \vec{0}$

Para determinar o vetor $\vec{\mu}_r$, devem-se considerar dois fatores:

- a) a escala de eletronegatividade, que nos permite determinar a orientação dos vetores de cada ligação polar;
- b) a geometria da molécula, que nos permite determinar a disposição espacial desses vetores.

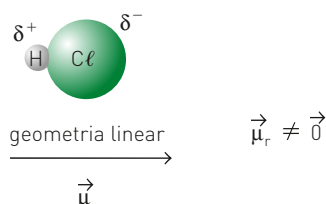
Veja alguns exemplos:

1. O_2 :



Por apresentar ligação apolar, como todas as moléculas diatômicas formadas por elementos de mesma eletronegatividade, essa **molécula é apolar**. Exemplos: Cl_2 , Br_2 , I_2 , N_2 , H_2 .

2. HCl :

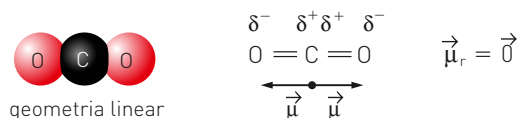


Como na molécula de HCl só existe um vetor ($\vec{\mu}$), ele é o vetor resultante ($\vec{\mu}_r$).

Assim, essa **molécula é polar**.

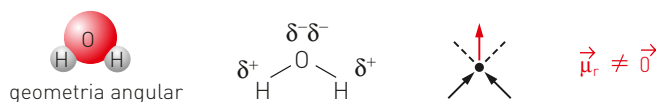
Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares. Exemplos: HF , HCl , HBr , HI .

3. CO_2 :



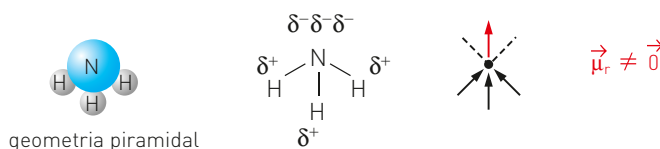
Nessa molécula, a soma dos vetores ($\vec{\mu}$) é igual a zero, pois eles apresentam mesma intensidade e sentidos contrários. Embora as ligações nessa molécula sejam polares, ela é **apolar**.

4. H_2O :



Como os dois vetores não se anulam, a soma vetorial será diferente de zero. Essa molécula é **polar**.

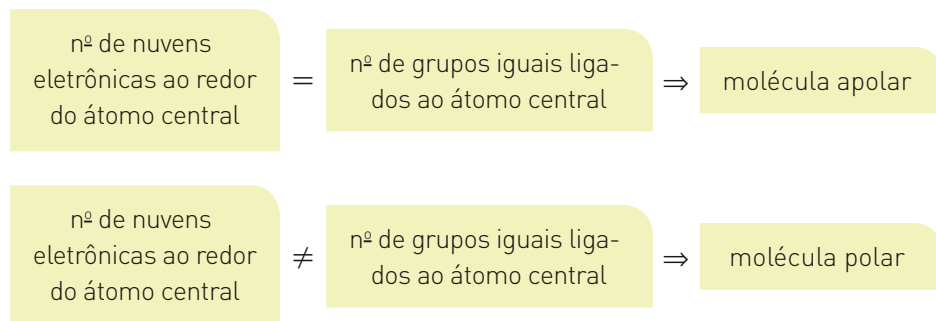
5. NH_3 :



Como os três vetores não se anulam, a soma vetorial é diferente de zero. Essa molécula é **polar**.

A determinação da polaridade das moléculas mais comuns de substâncias compostas pode ser feita de outra maneira, que consiste na comparação do número de “nuvens” eletrônicas localizadas ao redor do átomo central com o número de grupos ligantes iguais do átomo central.

Assim:



A maioria das substâncias simples é apolar. Porém, o ozônio (O_3), apesar de ser uma substância simples, apresenta uma discreta polaridade, devido a sua geometria angular e à existência de um par eletrônico não compartilhado no átomo central.

Veja alguns exemplos na tabela a seguir.

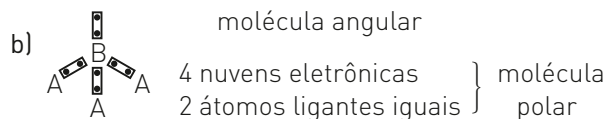
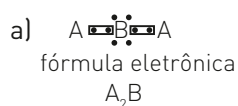
Fórmula molecular	Fórmula eletrônica	Nº de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central	Nº de átomos iguais ligados ao átomo central	Polaridade da molécula
CO_2		2	2 átomos	apolar
H_2O		4	2 átomos	polar
NH_3		4	3 átomos	polar
CH_4		4	4 átomos	apolar
$HCCl_3$		4	3 átomos	polar
BF_3		3	3 átomos	apolar
$BeCl_2$		2	2 átomos	apolar

Exercício resolvido

Um elemento A, com 1 elétron de valência, e outro B, com 6 elétrons de valência, combinam-se, e as moléculas do composto formado estão associadas, tanto no estado líquido como no sólido.

- a) Escreva em seu caderno a fórmula eletrônica desse composto.
b) Qual é a provável geometria da molécula e sua classificação quanto à polaridade?

Solução

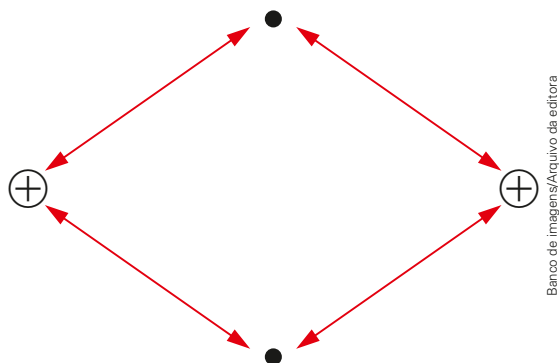


Fundamentando seus conhecimentos

Uma brincadeira infantil muito comum é o cabo de guerra, que pode ser comparada à ligação covalente.



/// No cabo de guerra, os dois grupos estão unidos porque ambos estão puxando a mesma corda.



// De maneira similar, os dois átomos permanecem juntos porque os dois núcleos “puxam” os mesmos elétrons.

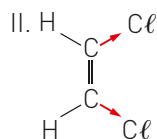
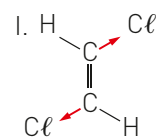
Com base nas informações, responda às questões

- 1 a 5.**

- Qual o nome da propriedade periódica que mede a força de atração exercida sobre os elétrons da ligação?
- Qual o nome da ligação covalente que ocorre quando dois átomos atraem os elétrons da ligação com a mesma intensidade?
- Quando átomos atraem com diferentes intensidades elétrons de uma ligação, ocorre a formação de polos. Qual polo é formado ao redor do elemento que exerce maior atração sobre os elétrons?
- Na fotografia ao lado, o polo positivo estaria localizado no lado esquerdo ou no direito da corda?
- Faça a analogia correta entre a polaridade das moléculas e as figuras a seguir.
I. CO₂ II. OF₂



6. Uma das maneiras de determinar se uma molécula é polar ou apolar é conhecer a sua geometria e a eletronegatividade dos seus elementos.

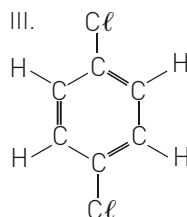
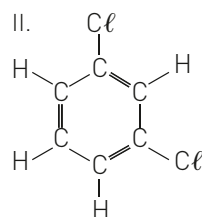
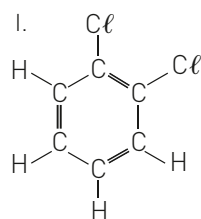


As duas estruturas acima apresentam os mesmos átomos e as mesmas ligações.

Na estrutura I, os vetores têm a mesma intensidade e sentidos opostos, por isso se anulam. Logo, essa estrutura é *apolar*.

Na estrutura II, os vetores não se anulam, portanto ela é *polar*.

Usando esse mesmo raciocínio, sem se preocupar com o nome das substâncias, escreva no caderno a polaridade das estruturas a seguir:



7. (Famerp-SP) A ligação química existente entre os átomos de cloro na molécula do gás cloro é do tipo covalente
- a) dupla apolar. x d) simples apolar.
- b) simples polar. e) tripla polar.
- c) tripla apolar.
8. (UPM-SP) Assinale a alternativa que apresenta compostos químicos que possuam, respectivamente, ligação covalente polar, ligação covalente apolar e ligação iônica.
- a) H_2O , CO_2 e NaCl .
- b) CCl_4 , O_3 e HBr .
- c) CH_4 , SO_2 e HI .
- x d) CO_2 , O_2 e KCl .
- e) H_2O , H_2 e HCl .

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Considere a escala de eletronegatividade abaixo:

Li	H	C	Br	N	O	F
1,0	2,1	2,6	2,8	3,0	3,5	4,0

Indique quais afirmações estão corretas:

- x I. Na molécula de F_2 existe ligação apolar.
- x II. Na molécula de OF_2 existem ligações polares.
- x III. A ligação Li^+F^- é iônica e de maior diferença de eletronegatividade.
2. (PUC-RS) Responder à questão com base na análise das fórmulas químicas abaixo:
- I. O_2 .
- II. CO_2 .
- III. MgCl_2 .
- IV. H_2O .

É correto afirmar que a ligação química entre os átomos é exclusivamente do tipo covalente polar apenas nos compostos:

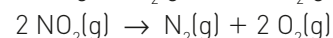
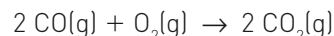
- a) I e II.
- b) I e III.
- x c) II e IV.
- d) I, III e IV.
- e) II, III e IV.
3. (UFPI) Qual o item que apresenta exemplos de ligação iônica, ligação covalente polar, ligação covalente apolar, nesta ordem?
- a) HBr , H_2 , Na_2SO_4 .
- b) HI , O_2 , AlF_3 .
- c) Na_3PO_4 , P_4 , HF .
- x d) CaCl_2 , HCl , N_2 .
- e) S_8 , N_2 , HCl .

4. (UFS-SE) A eletronegatividade de um elemento indica o poder de atração que um átomo desse elemento exerce sobre o par eletrônico da ligação da qual participa. As diferenças de eletronegatividade entre os átomos indicam o tipo de ligação entre tais átomos.

Elemento	Eletronegatividade
Li	1,0
Si	1,9
C	2,6
N	3,0
O	3,4

Com esses dados, conclui-se que a substância cujas ligações apresentam maior caráter iônico é:

- a) SiO_2 .
b) CO .
x c) Li_2O .
d) NO .
e) O_2 .
5. (UFJF-MG) Nos motores de explosão dos automóveis, devido à alta temperatura, o nitrogênio e o oxigênio do ar se combinam formando dióxido de nitrogênio. O dióxido de nitrogênio liberado pelos escapamentos reage com o oxigênio do ar, produzindo ozônio (O_3) e óxido de nitrogênio. No escapamento dos automóveis modernos, são adaptados conversores catalíticos (catalisadores). Algumas das reações envolvendo o monóxido de carbono ou o dióxido de nitrogênio em presença de catalisadores são:



Com base no texto lido, faça o que se pede:

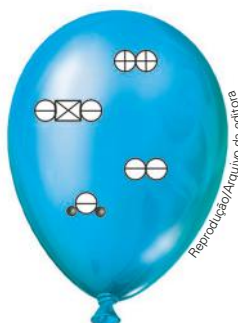
- Escreva a fórmula das substâncias simples.
 - Indique o número de fases existentes em um sistema onde existam todas as substâncias mencionadas.
 - Escreva a fórmula estrutural do ozônio.
 - Indique a polaridade das moléculas CO e N_2 .
6. (Olimpíada de Química-RJ) O Rio de Janeiro vem passando por uma transformação visando à Copa das Confederações em 2013, à Copa do Mundo 2014 e às Olimpíadas 2016. Grandes eventos atraem investimentos para a cidade, mas também podem trazer problemas do ponto de vista ambiental. Durante a Rio+20, vários representantes de nações tentaram chegar a um acordo sobre a redução de emissão de poluentes para a atmosfera e outras questões como a sustentabilidade. O resultado final ficou abaixo das expectativas, como ocorreu com o famoso Protocolo de Kyoto. Esse protocolo tinha como meta principal a redução da emissão de dióxido de carbono (CO_2) apontado, na época, como principal agente do aquecimento global. Muitas das substâncias poluentes encontradas em nossa atmosfera são óxidos como o CO , CO_2 , SO_2 e SO_3 . Dessas moléculas, são apolares os óxidos:
- a) CO e CO_2 .
x b) CO_2 e SO_3 .
c) CO e SO_2 .
d) CO , SO_2 e SO_3 .
e) CO_2 , SO_2 e SO_3 .

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFRJ) Uma festa de aniversário foi decorada com dois tipos de balões. Diferentes componentes gasosos foram usados para encher cada tipo de balão. As figuras observadas representam as substâncias presentes no interior de cada balão.



balão I



balão II

- a) O elemento $\boxed{\text{X}}$, que aparece no balão II, está localizado no 2º período, grupo 14. Um de seus isótopos apresenta 8 nêutrons. Calcule o número de massa desse isótopo.
- b) Identifique, no balão II, as moléculas que apresentam ligações do tipo polar e as moléculas que apresentam ligações do tipo apolar.

2. (Fuvest-SP) A figura mostra modelo de algumas moléculas com ligações covalentes entre seus átomos.



A



B



C



D

Reprodução/
Arquivo da editora

Análise a polaridade dessas moléculas, sabendo que tal propriedade depende da:

- diferença de eletronegatividade entre os átomos que estão diretamente ligados. (Nas moléculas apresentadas, átomos de elementos diferentes têm eletronegatividades diferentes.)

- forma geométrica das moléculas.

(Observação: eletronegatividade é a capacidade de um átomo de atrair os elétrons da ligação covalente.)

Dentre essas moléculas, pode-se afirmar que são polares apenas:

- a) A e B.
b) A e C.
c) A, C e D.
d) B, C e D.
x e) C e D.

- 3.** (Vunesp-SP) Os fornos de micro-ondas são aparelhos que emitem radiações eletromagnéticas (as micro-ondas) que aquecem a água e, consequentemente, os alimentos que a contêm. Isso ocorre porque as moléculas de água são polares, condição necessária para que a interação com esse tipo de radiação seja significativa. As eletronegatividades para alguns elementos são apresentadas na tabela a seguir.

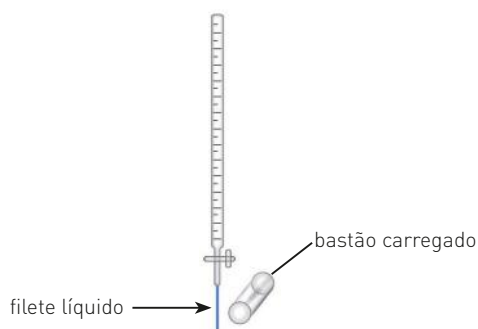
Elemento químico	Eletronegatividade
Hidrogênio (H)	2,2
Carbono (C)	2,6
Oxigênio (O)	3,4

- a) Com base nessas informações, forneça a fórmula estrutural e indique o momento dipolar resultante para a molécula de água.
- b) Sabendo que praticamente não se observam variações na temperatura do dióxido de carbono quando este é exposto à ação das radiações denominadas micro-ondas, forneça a estrutura da molécula de CO_2 . Justifique sua resposta, considerando as diferenças nas eletronegatividades do carbono e do oxigênio.

- 4.** (UFRGS-RS) O quadro a seguir apresenta a estrutura geométrica e a polaridade de várias moléculas, segundo a “Teoria da repulsão dos pares de elétrons de valência”. Assinale a alternativa em que a relação proposta está incorreta.

	Molécula	Geometria	Polaridade
a)	SO_2	angular	polar
b)	CO_2	linear	apolar
c)	NH_3	piramidal	polar
d)	NO_2	angular	polar
x e)	CH_3F	piramidal	apolar

- 5.** (UFG-GO) Observe o seguinte esquema de um experimento no qual se utilizam princípios do eletromagnetismo para observar a polaridade de moléculas.



Reprodução/Arquivo da editora

Experimento	Carga do bastão	Líquido
1	+	C_6H_{14}
2	+	CCl_4
3	+	CHCl_3
4	-	CHCl_3
5	-	CCl_4

De acordo com o exposto, ocorrerá a atração do filete líquido pelo bastão em quais experimentos?

- a) 1 e 3.
b) 2 e 5.
x c) 3 e 4.
d) 1 e 5.
e) 2 e 4.

Interações moleculares

Estado físico e interações intermoleculares

Como vimos, os compostos moleculares podem ser encontrados, à temperatura ambiente, nos três estados físicos, o que nos leva a crer que existe uma diferença na intensidade das interações entre suas moléculas.

No estado gasoso, as moléculas têm máxima liberdade de movimento, o que indica que a interação entre as moléculas é pequena. Já no estado sólido, as moléculas descrevem apenas um movimento de vibração, o que indica que a interação entre as moléculas é grande.

A tabela a seguir apresenta, resumidamente, a intensidade das interações intermoleculares e as características dos três estados físicos.

	Gasoso	Líquido	Sólido
Interação entre as moléculas	Fraca	Intermediária	Forte
Organização das moléculas	Máxima liberdade e movimento, que é desordenado.	Pequena liberdade de movimento.	Estrutura bem ordenada, formando o retículo cristalino.

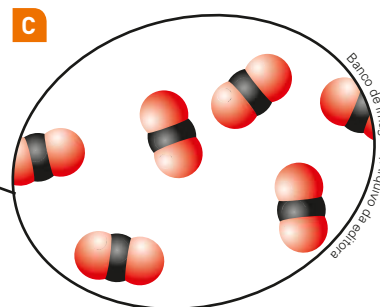
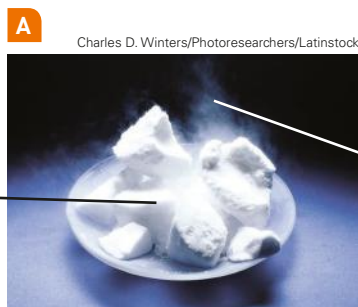
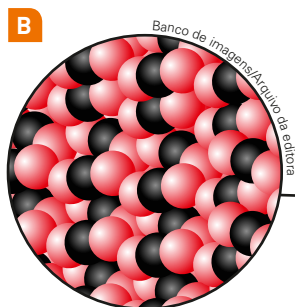
Quando um composto molecular passa do estado sólido para o líquido ou do líquido para o gasoso, ocorre uma desorganização e um afastamento de suas moléculas, ou seja, as interações que existem entre as moléculas se enfraquecem ou se rompem. As interações entre as moléculas são chamadas de **forças** ou **interações intermoleculares**, ou seja, aquelas que se estabelecem entre as moléculas.

Para que ocorra o rompimento das interações intermoleculares, a quantidade de energia fornecida ao material deve ser proporcional à intensidade das interações.

Assim:

Quanto menos intensas forem as interações intermoleculares, mais volátil será a substância e menor será sua temperatura de ebulição.

/// Nas condições ambientes (25 °C e 1 atm), o dióxido de carbono sólido (A) passa diretamente do estado sólido para o gasoso, o que permite deduzir que as interações intermoleculares existentes em seu retículo cristalino (B) são muito fracas. As moléculas de CO₂ gasoso (C) apresentam grande liberdade de movimento e desorganização. Esse fenômeno pode ser representado pela equação: $\text{CO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$.



// O éter tem temperatura de ebulição mais baixa do que a água. Esse fato evidencia que as interações intermoleculares do éter (ℓ) são mais fracas do que as da água (ℓ).



As interações intermoleculares são genericamente denominadas **forças de Van der Waals** em homenagem ao físico holandês Johannes van der Waals, que, em 1873, propôs a existência delas.

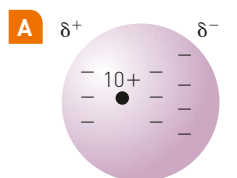
As interações intermoleculares ocorrem em substâncias formadas tanto por moléculas polares como por moléculas apolares, mas a explicação sobre essas últimas foi dada apenas em 1930 por Fritz London.

Moléculas apolares

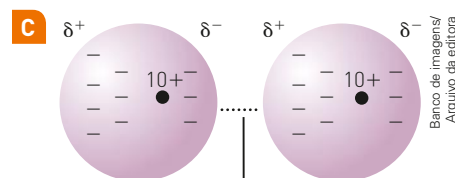
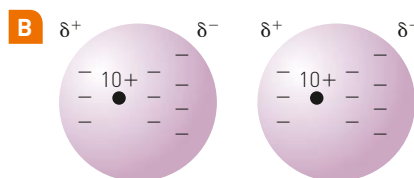
Em 1930, o físico estadunidense Fritz London (1900-1954) propôs uma explicação para a atração entre átomos de gases nobres e moléculas apolares. De acordo com ele, o movimento dos elétrons pode provocar alterações temporárias nas nuvens eletrônicas, formando **dipolos instantâneos**, que induzem a formação de dipolos nos átomos ou moléculas vizinhas.

Essas alterações ou deformações nas nuvens são chamadas de **dispersões ou forças de London**.

Essa ligação, conhecida por **dipolo induzido**, ocorre em todos os tipos de moléculas, mas é a única que ocorre entre **moléculas apolares**.



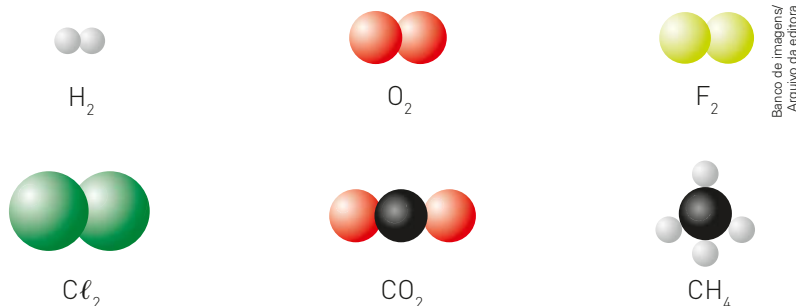
formação de dipolos instantâneos



atração entre dipolos induzidos

// Um exemplo das forças de London ocorre com os átomos de neônio ($_{10}\text{Ne}$). Em determinado instante, pode ocorrer um acúmulo de elétrons em uma região do átomo (A) e, se esse átomo estiver próximo a outro átomo (B), neste ocorre uma repulsão dos seus elétrons. Embora se movimentem constantemente, os elétrons tendem a formar dipolos (C).

Alguns exemplos de substâncias formadas por moléculas apolares que interagem por ligações intermoleculares dipolo induzido-dipolo induzido:

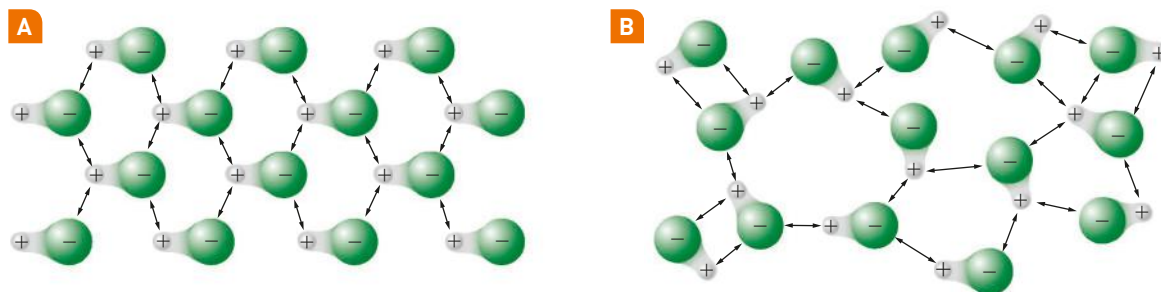


Moléculas polares

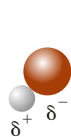
Ligação dipolo permanente-dipolo permanente ou dipolo-dipolo

Esse tipo de interação ocorre entre moléculas polares, nas quais o polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo de outra.

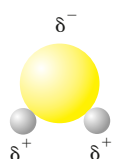
// As setas pretas representam as interações dipolo-dipolo nas moléculas do cloreto de hidrogênio ($\delta^+ \text{H} - \text{Cl}^{\delta-}$) no estado sólido (A) e no líquido (B), no qual as moléculas apresentam maior liberdade de movimento.



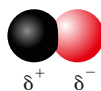
Alguns exemplos de substâncias polares em que suas moléculas interagem por dipolo-dipolo:



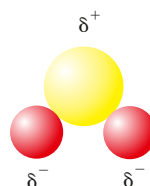
HBr



H₂S



CO



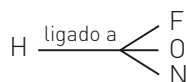
SO₂

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

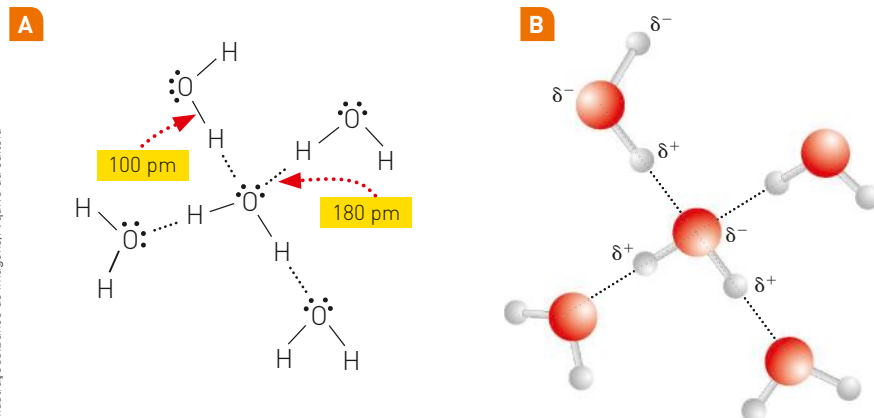
Ligações de hidrogênio

As ligações de hidrogênio são um tipo intenso de interações dipolo-dipolo. Elas ocorrem com moléculas que apresentam um átomo de hidrogênio ligado covalentemente a um átomo de determinados ametais muito eletronegativos: F, O ou N.



Os dipolos formados nessas ligações são bastante intensos.

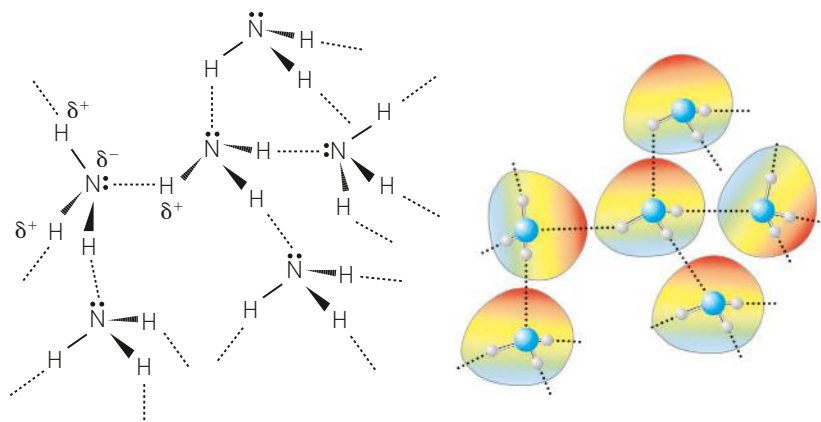
Veja, por exemplo, as ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas de H₂O:



// Podemos perceber tanto pela representação das estruturas de Lewis (A) como pelo modelo "bolas e varetas" (B) que cada molécula de água está circundada por quatro outras moléculas. O comprimento da ligação covalente (100 pm) é menor que o comprimento da ligação de hidrogênio (180 pm).

Outros exemplos clássicos nos quais se verificam as ligações de hidrogênio, nos estados sólido e líquido, são:

a) amônia (NH_3)

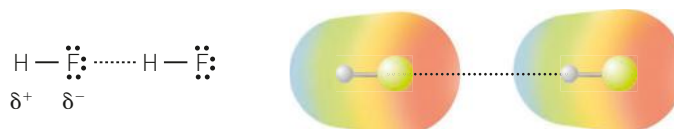


Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

b) fluoreto de hidrogênio (HF)



As ligações de hidrogênio podem ocorrer entre moléculas iguais (mesma substância) ou entre moléculas diferentes (substâncias diferentes), porém, no caso de moléculas diferentes, é necessário que em uma das moléculas o H esteja ligado diretamente a F, O ou N e que a outra molécula apresente átomos de F, de O ou de N.



// No formol, mistura utilizada na conservação de peças anatômicas, ocorrem ligações de hidrogênio entre as moléculas de água e do aldeído fórmico.

As ligações de hidrogênio e a tensão superficial

Moléculas localizadas no interior de líquidos sofrem atrações intermoleculares em todas as direções. O mesmo fenômeno não ocorre com as moléculas encontradas na superfície desse líquido, que são atraídas somente pelas moléculas situadas abaixo ou ao lado delas.

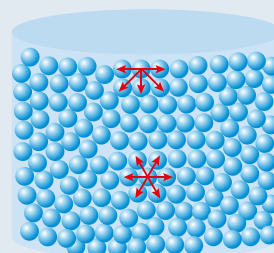
Essa desigualdade de atrações na superfície provoca a contração do líquido, dando-nos a impressão de existir uma fina película na sua superfície. Esse fenômeno, denominado **tensão superficial**, é bastante acentuado em líquidos que sofrem atrações intermoleculares intensas, como a água, cujas moléculas sofrem ligações de hidrogênio; na água, a tensão superficial é tão elevada que permite que pequenos objetos ou alguns insetos repousem sobre sua superfície.

// Nesta ilustração, os modelos de moléculas de água são representados por esferas.



ADAM HARTDAVIS/SP/UFotografia

// Clipe flutuando sobre água.



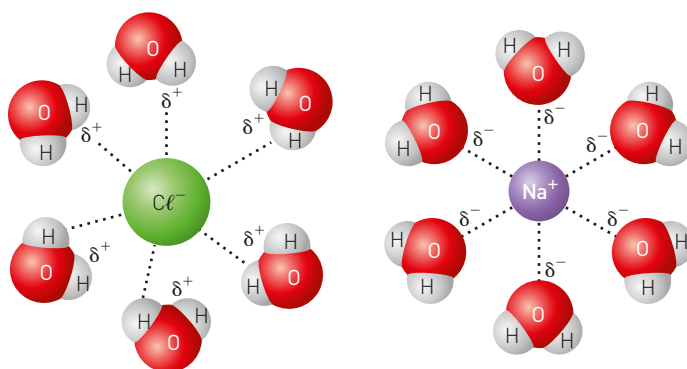
Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

Interação íon-dipolo



Esse tipo de interação ocorre quando um composto iônico está dissolvido em um solvente polar, sendo o mais conhecido a água. Quando o cloreto de sódio se dissolve na água, os íons sódio (Na^+) e cloreto (Cl^-) interagem com as moléculas de água. Essa interação está representada na ilustração ao lado.

Os íons Na^+ interagem com o polo negativo da molécula de água, enquanto os íons Cl^- interagem com o polo positivo. Esse tipo de interação apresenta grande intensidade comparada com as demais interações intermoleculares e é responsável por algumas propriedades macroscópicas das soluções iônicas.



Adilson Secco/
Arquivo da editora

Íons cloreto e sódio em água.

Você já se perguntou como as fraldas descartáveis conseguem reter a urina do bebê? As fraldas descartáveis contêm poliacrilato de sódio. Quando seco e misturado com água, o poliacrilato forma um gel, através das interações do tipo íon-dipolo, como as que ocorrem entre os íons sódio e a água.

Esse tipo de interação permite que o poliacrilato de sódio retenha até 800 vezes a sua massa em água. Nas fraldas de pano feitas de algodão, que é constituído de celulose, o algodão interage com a água pelas ligações de hidrogênio, com uma capacidade bem menor de retenção de água.

Fonte das informações: <<http://educador.brasilescola.com/estrategias-ensino/principio-funcionamento-fralda-descartavel.htm>>. Acesso em: 13 nov. 2017.

Sintetizando o que vimos nos diversos tipos de interação:

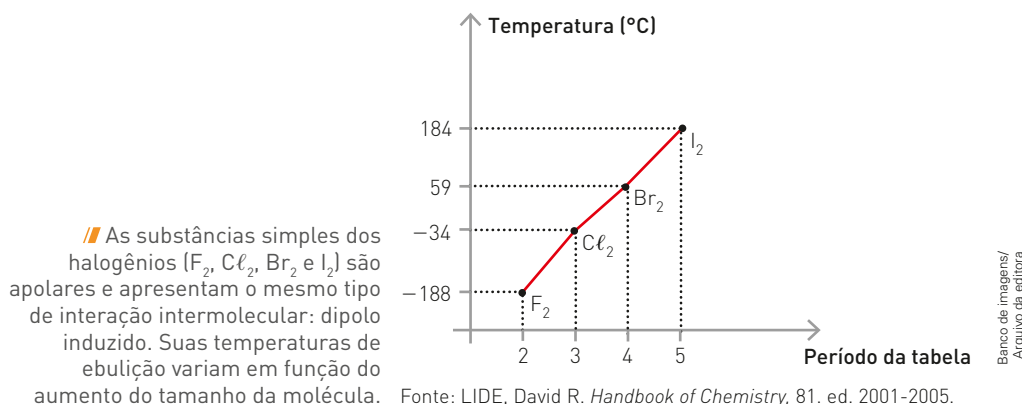
Tipo	Presente em	Modelo	Intensidade
dipolo induzido-dipolo induzido	átomos e moléculas apolares		Fracamente forte
dipolo-dipolo	moléculas polares		
ligação de hidrogênio	H ligado a F, O, N		
íon-dipolo	íons ligados a moléculas polares		

Ilustrações: Adilson Secco/Arquivos da Editora

Temperaturas de fusão e ebulição

Dois fatores influenciam na TE:

- o tipo de interação intermolecular: quanto mais intensas as interações intermoleculares, maior a TE;
- o tamanho das moléculas: quanto maior o tamanho de uma molécula, maior sua superfície, portanto, maior a TE.



Para comparar as temperaturas de ebulição de diferentes substâncias, devemos considerar esses dois fatores da seguinte maneira:

- Em moléculas com o mesmo tipo de interação:

Quanto maior o tamanho da molécula, maior a sua TE.

- Em moléculas com tamanhos aproximadamente iguais:

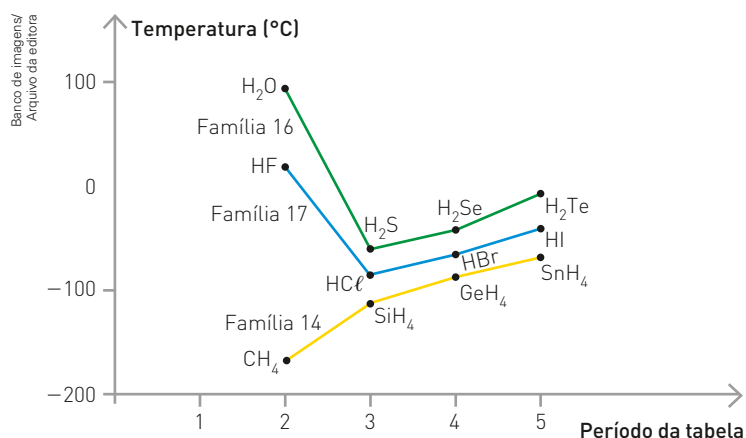
Quanto maior a intensidade da interação intermolecular, maior a sua TE.

Ordem crescente de intensidade de interação

dipolo induzido-dipolo induzido < dipolo-dipolo < ligações de H < íon dipolo

Vejamos alguns exemplos.

O gráfico abaixo mostra a TE dos compostos formados pelo hidrogênio com os elementos das famílias 14 (amarelo), 16 (verde) e 17 (azul).



Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*, 10. ed. New York: McGraw Hill, 2010. p. 467.

Analisando-o, temos:

- As quatro substâncias formadas pelos elementos da família 14 (CH_4 , SiH_4 , GeH_4 e SnH_4) têm moléculas apolares e apresentam o mesmo tipo de interação: dipolo induzido-dipolo induzido. Assim, o tamanho das moléculas é o único fator responsável pelas diferentes TE dessas substâncias.
- Observe que as moléculas de H_2O e HF são as que apresentam as maiores TE em cada grupo. Isso ocorre porque entre suas moléculas são estabelecidas ligações de hidrogênio, que são as interações intermoleculares mais intensas. As demais substâncias apresentam, em cada grupo, interações moleculares do mesmo tipo (dipolo-dipolo). Portanto, o tamanho das moléculas é o fator determinante das diferentes TE dessas duas moléculas.



Nós aprendemos que a molécula de água é angular e polar. Se sua molécula fosse linear, a polaridade dela seria diferente? E as propriedades físicas, como temperatura de ebulição, tensão superficial e volatilidade?

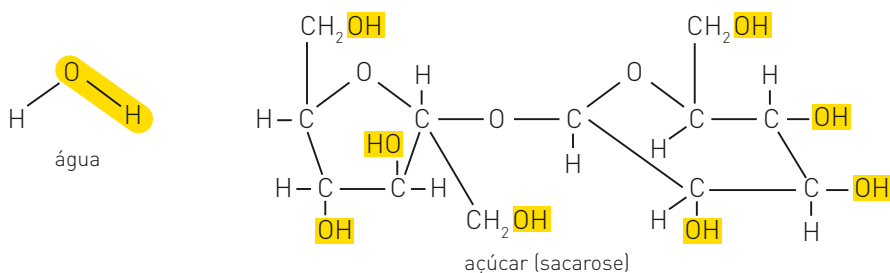
Polaridade e solubilidade

Para que sólidos ou líquidos formem misturas homogêneas (soluções), é necessário que se estabeleçam interações intermoleculares entre as partículas da substância que vai ser dissolvida (soluto) e as partículas da substância em que vai ocorrer a dissolução (solvente). Assim, em uma solução, as interações intermoleculares mantêm unidas as partículas de soluto e de solvente.

Quando, por exemplo, dissolvemos açúcar na água, forma-se uma solução em que a água é o solvente e o açúcar é o soluto.

As moléculas do açúcar, unidas fortemente em forma de cristais, são separadas pela força intermolecular que as moléculas de água vão estabelecer com elas. Assim, as moléculas de água arrastam e envolvem as de açúcar, impedindo que elas voltem a se unir. Isso acontece porque as moléculas de açúcar apresentam, na sua estrutura, semelhança com as moléculas de água.

Veja as fórmulas abaixo.



Note que tanto a molécula de água como a de açúcar apresentam átomos de hidrogênio ligados a átomos de oxigênio, formando grupos $-\text{OH}$. Portanto, entre as moléculas das duas substâncias são estabelecidas ligações de hidrogênio, que explicam a grande solubilidade do açúcar comum em água.

Tanto as moléculas da água como as do açúcar são polares, o que permite uma generalização: a água, por ser polar, é um excelente solvente para substâncias polares. Genericamente:

Substâncias polares tendem a se dissolver em solventes polares.

E, por analogia:

Substâncias apolares tendem a se dissolver em solventes apolares.

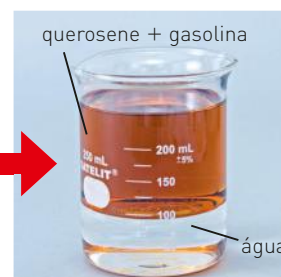
Solubilidade de diferentes solventes

O estabelecimento das interações intermoleculares permite explicar o fato de o óleo não se dissolver na água.

O tipo de força intermolecular existente na água é diferente da existente no óleo. Como sabemos que a água é uma substância polar, podemos concluir que as moléculas do óleo devem ser apolares, mesmo sem conhecer sua estrutura.



// O óleo não se dissolve na água.



Fotos: Sergio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Os derivados do petróleo, como o querosene, a gasolina, o óleo *diesel* e o óleo lubrificante, são formados por moléculas constituídas somente de carbono e hidrogênio, denominadas hidrocarbonetos. Todos eles são apolares, miscíveis entre si e imiscíveis com a água.

A água, um solvente polar, é considerada um solvente universal.

Solubilidade de gases em água

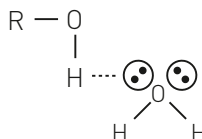
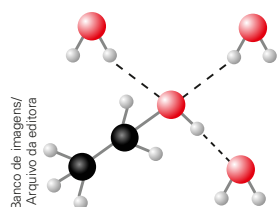
Qualquer gás (polar ou apolar) se dissolve em água. Sua maior ou menor solubilidade depende não só da temperatura e da pressão, mas também da sua reatividade (capacidade de reagir) com a água.

// Na água de um aquário, assim como na da torneira ou de uma fonte, há gases dissolvidos, entre eles o gás oxigênio (O_2), o que permite que os peixes retirem o O_2 dissolvido nela.



Thomas Del Brase/Getty Images

Entre os solventes polares orgânicos, um dos mais conhecidos é o álcool comum (etanol), comercializado tanto em farmácias e supermercados quanto em postos de combustíveis, misturado com certa quantidade de água, formando uma mistura homogênea (álcool hidratado). Isso se deve ao fato de essas substâncias serem polares e estabelecerem entre si ligações de hidrogênio.

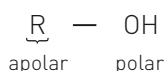


⊙ = par eletrônico não compartilhado
---- = ligações de hidrogênio

Veja, agora, uma tabela que mostra a solubilidade de alguns álcoois em água:

Álcoois	Solubilidade em água (g/100 g H ₂ O a 20 °C)
H ₃ C — OH	infinita
H ₃ C — CH ₂ — OH	infinita
H ₃ C — CH ₂ — CH ₂ — OH	infinita
H ₃ C — CH ₂ — CH ₂ — CH ₂ — OH	8,3
H ₃ C — CH ₂ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₂ — OH	2,4

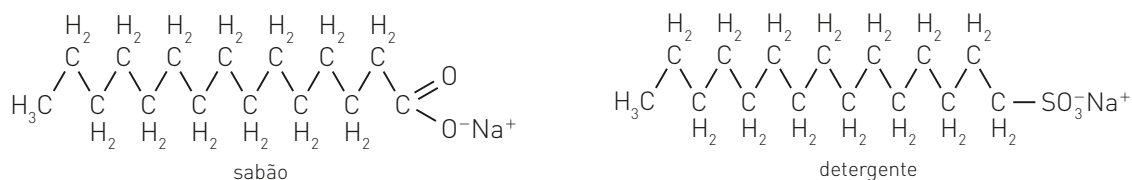
Pode-se notar, pela análise dos dados da tabela, que, conforme aumenta a cadeia carbônica do álcool, diminui sua solubilidade em água. Isso se deve ao fato de os álcoois apresentarem em sua estrutura uma parte polar e outra apolar.



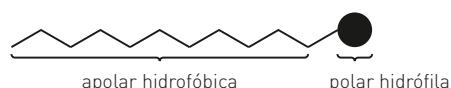
Nos álcoois que apresentam quatro ou mais carbonos em sua estrutura, começa a ocorrer uma predominância da parte apolar, o que acarreta uma diminuição da sua solubilidade em água. Como consequência, ocorre um aumento de sua solubilidade em solventes apolares (gasolina, óleos, etc.).

Assim como os álcoois, existem outras substâncias que podem se dissolver tanto em água quanto em solventes apolares, por apresentarem em sua estrutura uma parte polar e outra apolar. Dessas substâncias, as mais conhecidas são os sabões e os detergentes.

Veja um exemplo da estrutura de um sabão e de um detergente:



Essas estruturas podem ser genericamente representadas por:



A parte apolar (hidrofóbica ou hidrófoba) de um sabão ou detergente interage com a gordura (apolar), ao passo que a parte polar (hidrófila) interage com a água (polar).

EXPLORE SEU MUNDO

Você vai usar três garrafas PET de tamanho pequeno, água, óleo, uma solução de água e sal de cozinha e detergente.

- Em uma delas coloque água e óleo, e agite. O que ocorre depois de um tempo?
- Na outra garrafa, coloque a solução de água, sal e óleo, e agite também. O que ocorre? Compare com o primeiro caso. O tempo foi o mesmo?
- Na terceira garrafa, coloque água, óleo e algumas gotas de detergente, e agite bem. O que ocorre?

Atenção! Ao final do experimento, não descarte a mistura com água e óleo no ralo da pia. Óleos descartados no ambiente são extremamente poluentes. Procure um posto de coleta de resíduos para realizar o correto descarte do óleo utilizado em sua casa.

Lavagem a seco, mas nem tanto...

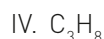
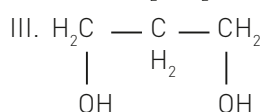
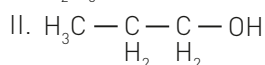
Quando óleo ou gordura cai em uma peça de roupa, costuma-se colocar sobre a mancha talco ou farinha. A ação desses produtos se resume em absorver (como uma esponja) o excesso de óleo ou de gordura, o que facilita a lavagem posterior.

Nesse caso, convém que seja feita uma “lavagem a seco”, pois a água, mesmo em grande quantidade, não irá dissolver o óleo.

A diferença entre lavagem convencional e a seco é que, em vez de água, será usado um solvente apolar para remover a mancha. Portanto, lavar a seco não significa lavagem sem utilização de substâncias líquidas, como o nome sugere.

Exercícios resolvidos

1. Dadas as substâncias representadas pelas moléculas:

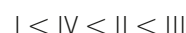


- a) Indique o tipo de interação molecular existente nessas substâncias quando encontradas no estado líquido.
b) Em seguida, coloque as substâncias em ordem crescente de TE.

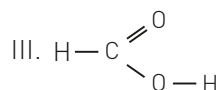
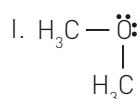
Solução

- a) As substâncias I e IV são **hidrocarbonetos** (C e H) e, portanto, **apolares**; as interações intermoleculares existentes nessas substâncias são forças de Van der Waals do tipo **dipolo induzido**. Nas substâncias II e III notamos a presença de **H** ligado a **O** (**grupo — OH**); portanto, a interação intermolecular nessas substâncias é do tipo **ligações de hidrogênio**.
- b) As moléculas I e IV, por serem semelhantes, apresentam o mesmo tipo de força intermolecular e, para relacionarmos suas TE, devemos observar o **tamanho da molécula**. Considerando esse critério, percebe-se que a molécula IV é maior que a I, por isso apresenta maior TE, que será, porém, menor do que a TE das moléculas que apresentam **ligações de hidrogênio**. As moléculas II e III, por apresentarem H ligado a O, possuem ligações de hidrogênio, e a molécula III apresenta maior número de ligações entre H e O, ou seja, pode efetuar maior número de ligações de hidrogênio; portanto, apresentará maior TE.

Logo, concluímos que a ordem crescente de TE é:

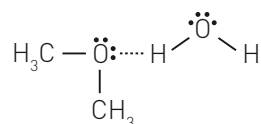


2. Represente as ligações de hidrogênio que podem ocorrer entre a água e as seguintes espécies:

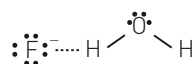


Solução

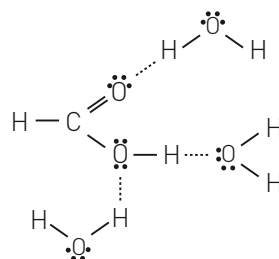
A ligação de hidrogênio entre a espécie I e a água ocorre entre o oxigênio de I e o hidrogênio da água.



A ligação de hidrogênio entre a espécie II e a água ocorre entre o F^- (fluoreto) e o hidrogênio da água (δ^+).



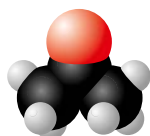
As ligações de hidrogênio entre a espécie III e a água ocorrem entre o hidrogênio ligado ao oxigênio da espécie III e o oxigênio da água e entre os oxigênios da espécie III e os hidrogênios da água.



Fundamentando seus conhecimentos

1. Um solvente muito utilizado é a acetona; seu uso mais conhecido é para a remoção de esmalte das unhas.

Sua estrutura pode ser representada por:



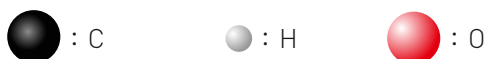
ARMAZENAMENTO: Produto inflamável. Armazenar em local fresco. Não expor ao sol. Manter a embalagem bem fechada.

CUIDADOS: Deixar o produto longe do alcance de crianças. A inalação deste produto pode causar a morte. Evite

Acervo do autor/Arquivo da editora

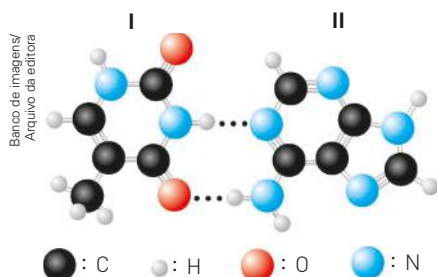
// Rótulo de frasco de acetona.

A acetona apresenta em sua fórmula os elementos:



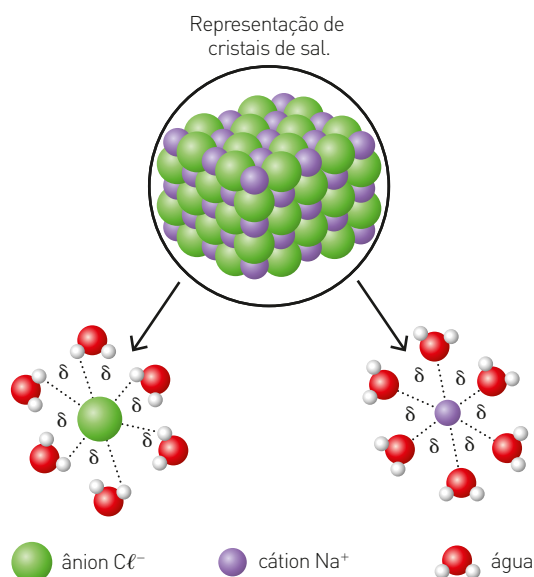
A seu respeito, responda às questões:

- Justifique os dizeres do rótulo.
 - A acetona deve apresentar uma temperatura de ebulição maior ou menor do que a da água?
 - Escreva sua fórmula molecular usando os símbolos na ordem indicada.
 - Sua molécula é polar ou apolar?
 - Que tipo de ligação intermolecular está presente entre as moléculas de acetona?
 - A mistura de acetona e água origina um sistema monofásico ou bifásico?
2. A ilustração a seguir representa um fragmento de DNA.



Observe-a e responda:

- Escreva as fórmulas moleculares dos compostos I e II na ordem indicada.
 - Quantas ligações covalentes simples e quantas duplas existem na estrutura I?
 - Quais elementos estão fazendo duplas ligações na estrutura II?
 - O que os pontilhados entre as estruturas indicam?
3. O cloreto de sódio (NaCl), principal componente do sal de cozinha, ao ser adicionado à água sofre dissociação iônica, originando uma solução eletrolítica. A ilustração mostra o retículo cristalino do NaCl e a interação entre seus íons e a água.



Adilson Secco/Arquivo da editora

A interação entre os íons e a água é denominada:

- ligação de hidrogênio.
- dipolo-dipolo.
- dipolo induzido-dipolo induzido.
- íon-dipolo.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Ifsul-RS) As camadas de gelo polar de Marte aumentam e diminuem de acordo com as estações. Elas são feitas de dióxido de carbono (CO_2) sólido e se formam pela conversão direta do gás em sólido. Qual é o tipo de interação intermolecular existente entre as moléculas de dióxido de carbono?
- Ligação de hidrogênio.
 - Dipolo-dipolo.
 - Dipolo induzido.
 - Dipolo permanente.

2. (Enem) O carvão ativado é um material que possui elevado teor de carbono, sendo muito utilizado para a remoção de compostos orgânicos voláteis do meio, como o benzeno (C_6H_6). Para a remoção desses compostos, utiliza-se a adsorção. Esse fenômeno ocorre por meio de interações do tipo intermoleculares entre a superfície do carvão $[C(s)]$ (adsorvente) e o benzeno (adsorvato, substância adsorvida).

No caso apresentado, entre o adsorvente e a substância adsorvida ocorre a formação de:

- a) Ligações dissulfeto.
- b) Ligações covalentes.
- c) Ligações de hidrogênio.
- x d) Interações dipolo induzido-dipolo induzido.
- e) Interações dipolo permanente-dipolo permanente.

3. (Unicid-SP) Considere as seguintes substâncias químicas: CCl_4 , $HCCl_3$, CO_2 , H_2S , Cl_2 , H_2CCH_3 e NH_3 .

- a) Qual o tipo de ligação química que ocorre nessas moléculas? Classifique-as em substâncias polares e não polares.
- b) Separe essas substâncias de acordo com o tipo de interação intermolecular (forças de Van der Waals, dipolo-dipolo e ligações de hidrogênio) que apresentam quando em presença de outras substâncias iguais a elas.

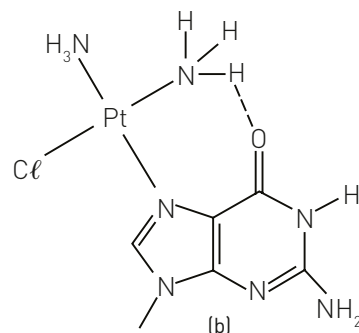
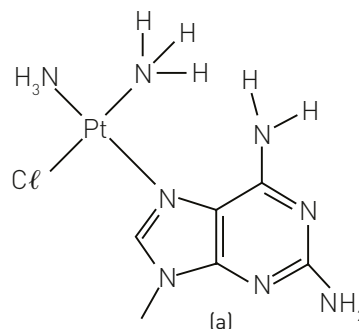
4. (Enem) Um método para determinação do teor de etanol ($H_3C - CH_2 - OH$) na gasolina (C_8H_{18}) consiste em misturar volumes conhecidos de água e de gasolina em um frasco específico. Após agitar o frasco e aguardar um período de tempo, medem-se os volumes das duas fases imiscíveis que são obtidas: uma orgânica e outra aquosa. O etanol, antes miscível com a gasolina, encontra-se agora miscível com a água.

Para explicar o comportamento do etanol antes e depois da adição de água, é necessário conhecer:

- a) a densidade dos líquidos.
 - b) o tamanho das moléculas.
 - c) o ponto de ebulição dos líquidos.
 - d) os átomos presentes nas moléculas.
 - x e) o tipo de interação entre as moléculas.
5. (Unifesp) A descoberta das propriedades antitumorais do cisplatina, fórmula molecular $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, constituiu um marco na história da Química Medicinal. Esse composto é usado em vários tipos

de neoplasias, como câncer de próstata, pulmão, cabeça, esôfago, estômago, linfomas, entre outros.

O cisplatina sofre hidrólise ao penetrar na célula, e seu alvo principal é o DNA celular. A ligação deste fármaco ao DNA ocorre preferencialmente através de um dos átomos de nitrogênio das bases nitrogenadas adenina ou guanina.



Interações da platina com as bases adenina (a) e guanina (b)

No Brasil, um dos nomes comerciais do fármaco cisplatina é Platinil®. Usualmente, os frascos deste medicamento acondicionam solução injetável, contendo 50 mg de cisplatina. Uma determinada indústria farmacêutica utilizou 0,050 mol de cisplatina na produção de um lote de frascos do medicamento Platinil® do tipo descrito.

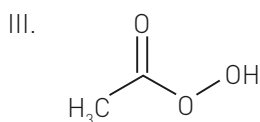
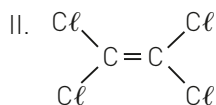
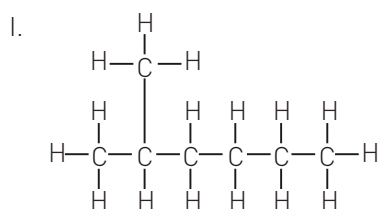
(<http://qnesc.sbq.org.br>. Adaptado.)

A interação da platina é mais estável com qual base nitrogenada? Justifique sua resposta.

6. (FGV-SP) O segmento empresarial de lavanderias no Brasil tem tido um grande crescimento nas últimas décadas. Dentre os solventes mais empregados nas lavanderias industriais, destacam-se as isoparafinas, I, e o tetracloreto, II, conhecido comercialmente como percloro. Um produto amplamente empregado no setor de lavanderia hospitalar é representado na estrutura III.

(<http://www.freedom.inf.br/revista/hc18/household.asp>

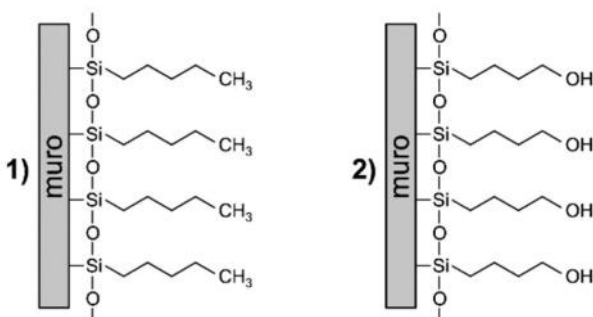
<http://www.ccih.med.br/Caderno%20E.pdf>. Adaptado.)



Considerando cada uma das substâncias separadamente, as principais forças intermoleculares que ocorrem em I, II e III são, correta e respectivamente:

- a) dipolo-dipolo; dipolo induzido-dipolo induzido; dipolo-dipolo.
b) dipolo-dipolo; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.
x c) dipolo induzido-dipolo induzido; dipolo induzido-dipolo induzido; ligação de hidrogênio.
d) ligação de hidrogênio; dipolo induzido-dipolo induzido; dipolo induzido-dipolo induzido.
e) ligação de hidrogênio; dipolo-dipolo; ligação de hidrogênio.

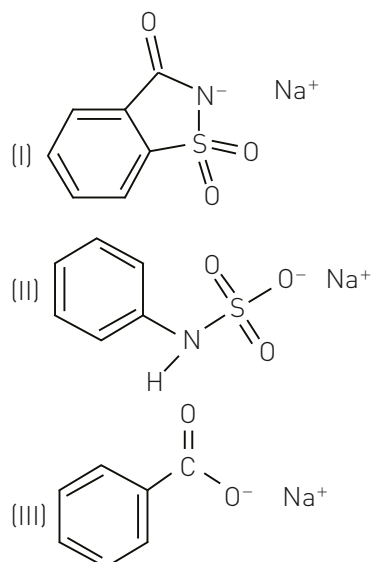
7. (Unicamp-SP) Uma alternativa encontrada nos grandes centros urbanos para se evitar que pessoas desorientadas urinem nos muros de casas e estabelecimentos comerciais, é revestir esses muros com um tipo de tinta que repele a urina e, assim, “devolve a urina” aos seus verdadeiros donos. A figura a seguir apresenta duas representações para esse tipo de revestimento.



Como a urina é constituída majoritariamente por água, e levando-se em conta as forças intermoleculares, pode-se afirmar corretamente que:

- a) os revestimentos representados em 1 e 2 apresentam a mesma eficiência em devolver a urina, porque ambos apresentam o mesmo número de átomos na cadeia carbônica hidrofóbica.
x b) o revestimento representado em 1 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica é hidrofóbica e repele a urina.
c) o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofóbica e repele a urina.
d) o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofílica e repele a urina.

8. (FGV-SP) Um refrigerante, de baixa caloria, fabricado no Brasil, tem em sua composição os adoçantes sacarina sódica (II) e ciclamato de sódio (III) e o conservante benzoato de sódio (III).



A imagem do rótulo desse refrigerante é apresentada a seguir:

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL 350 mL (1 LATA)		
QUANTIDADE POR EMBALAGEM		% VD (*)
VALOR ENERGÉTICO	0 kcal = 0 kJ	0
CARBOIDRATOS	0 g DOS QUAIS:	0
AÇÚCARES	0 g	**
SÓDIO	23 mg	1
"NÃO CONTÉM QUANTIDADE SIGNIFICATIVA DE PROTEÍNAS, GORDURAS TOTAIS, GORDURAS SATURADAS, GORDURAS TRANS E FIBRA ALIMENTAR"		

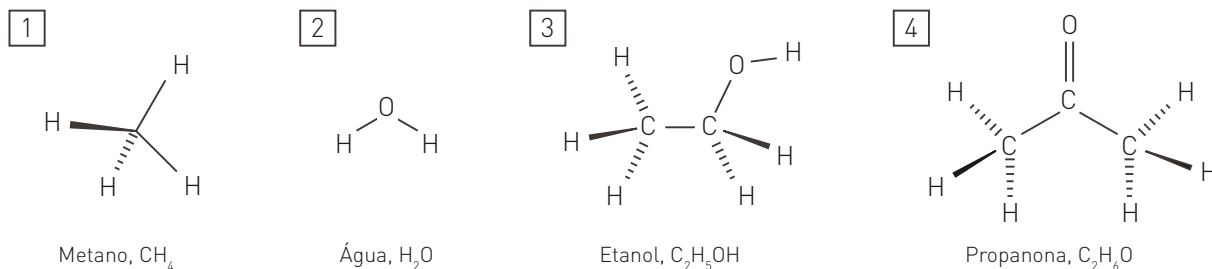
* Valores diários de referência com base em uma dieta de 2000 kcal ou 8400 J. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas.

Reprodução/FGV, 2017.

As duas principais interações entre cada uma das substâncias I, II e III e as moléculas do solvente da solução que compõe o refrigerante são:

- a) íon-íon; íon-dipolo. d) íon-dipolo; dipolo induzido-dipolo induzido.
b) íon-íon; dipolo-dipolo. e) dipolo induzido-dipolo induzido; ligação de hidrogênio.
X c) íon-dipolo; ligação de hidrogênio.

9. (IFSP) A polaridade em compostos químicos tem contribuições importantes nas propriedades destes e também apresenta influências diretas nas interações intermoleculares. Observe as estruturas dos compostos abaixo.



A temperatura de ebulição é uma propriedade específica de matéria e está intimamente relacionada com a natureza das interações intermoleculares, dentre outros fatores. Diante do exposto, assinale a alternativa que relaciona corretamente a temperatura de ebulição, em ordem crescente, das substâncias apresentadas.

X a)	1. Metano	2. Propanona	3. Etanol	4. Água
b)	1. Água	2. Etanol	3. Propanona	4. Tetracloreto de carbono
c)	1. Metano	2. Etanol	3. Propanona	4. Água
d)	1. Água	2. Propanona	3. Etanol	4. Metano
e)	1. Metano	2. Água	3. Etanol	4. Propanona

10. (PUC-MG) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando a substância com seu ponto normal de ebulição em °C.

1. H ₂ O	() -165,5
2. Hg	() 65
3. CH ₄	() 78
4. CH ₃ OH	() 100
5. CH ₃ CH ₂ OH	() 357

A sequência CORRETA encontrada é:

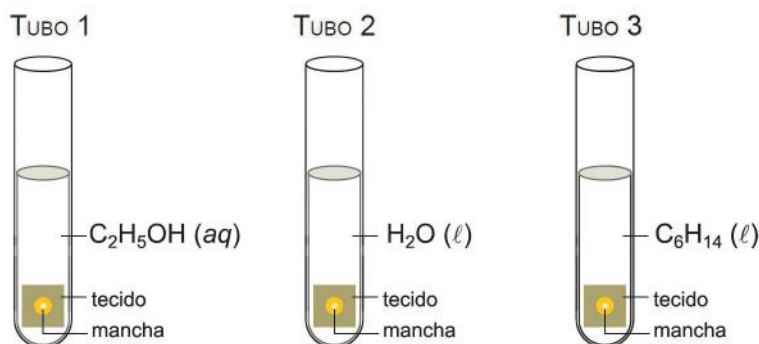
- a) 2 - 4 - 5 - 1 - 3. b) 2 - 5 - 4 - 1 - 3. X c) 3 - 4 - 5 - 1 - 2. d) 3 - 5 - 4 - 1 - 2.

11. (FMJ-SP) Em três tubos de ensaio foram colocados pedaços iguais de tecido manchado com óleo de cozinha (apolar). A cada um desses tubos foram adicionados diferentes solventes para verificar qual seria mais eficiente na remoção dessa mancha, conforme mostram as figuras.

A mancha de óleo foi removida com

maior eficiência

- a) nos tubos 1 e 2, apenas.
b) no tubo 1, apenas.
c) no tubo 2, apenas.
X d) no tubo 3, apenas.
e) nos tubos 1 e 3, apenas.

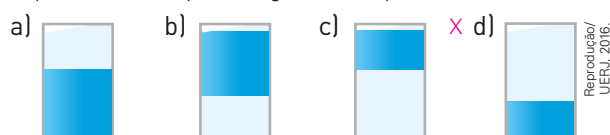


12. [Uerj] Cosméticos de uso corporal, quando constituídos por duas fases líquidas imiscíveis, são denominados óleos bifásicos. Observe na tabela as principais características de um determinado óleo bifásico.

Fase	Solvente	Volume (mL)	Massa (g)
aquosa	água	30,0	30,0
orgânica	solvente orgânico apolar	70,0	56,0

Para diferenciar as duas fases, originariamente incolores, é adicionado ao óleo um corante azul de natureza iônica, que se dissolve apenas na fase em que o solvente apresenta maior afinidade pelo corante. Essa adição não altera as massas e volumes das fases líquidas.

As duas fases líquidas do óleo bifásico podem ser representadas pelo seguinte esquema:



13. [Unicamp-SP] Na tirinha abaixo, o autor explora a questão do uso apropriado da linguagem na Ciência. Muitas vezes, palavras de uso comum são utilizadas na Ciência, e isso pode ter várias consequências.



[adaptado de www.reddit.com/r/funny/comments/1ln5uc/bear-troubles. Acessado em 10/09/2013]

- a) De acordo com o urso cinza, o urso branco usa o termo “dissolvendo” de forma cientificamente inadequada. Imagine que o urso cinza tivesse respondido: **“Eu é que deveria estar aflito, pois o gelo é que está dissolvendo!”** Nesse caso, estaria o urso cinza usando o termo “dissolvendo” de forma cientificamente correta? Justifique.

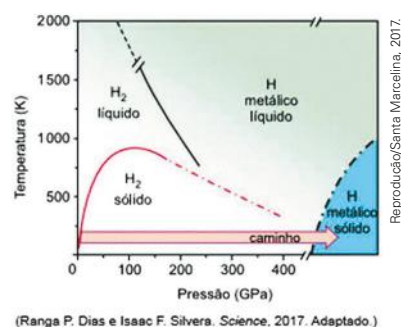
- b) Considerando a última fala do urso branco, interprete o duplo significado da palavra “polar” e suas implicações para o efeito cômico da tirinha.

14. [Enem] Pesticidas são substâncias apolares utilizadas para promover o controle de pragas. No entanto, após sua aplicação em ambientes abertos, alguns pesticidas organoclorados são arrastados pela água até lagos e rios e, ao passar pelas gueltras dos peixes, podem difundir-se para seus tecidos lipídicos e lá se acumularem. A característica desses compostos, responsável pelo processo descrito no texto, é o(a)

- ☒ a) baixa polaridade.
☐ b) baixa massa molecular.
☐ c) ocorrência de halogênios.
☐ d) tamanho pequeno das moléculas.
☐ e) presença de hidroxilas nas cadeias.

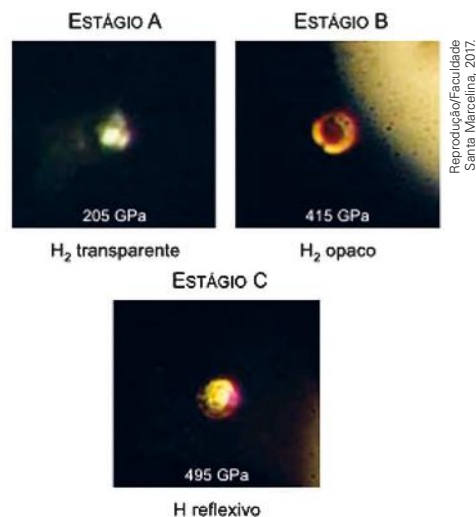
15. [Enem] Para lavar e refrescar o ambiente, que estava a 40 °C, uma pessoa resolveu jogar água sobre um piso de granito. Ela observou que o líquido se concentrou em algumas regiões, molhando parcialmente a superfície. Ao adicionar detergente sobre essa água, a pessoa verificou que o líquido se espalhou e deixou o piso totalmente molhado. A molhabilidade da superfície foi melhorada em função da:
- ☒ a) solubilidade do detergente em água ser alta.
☒ b) tensão superficial da água ter sido reduzida.
☐ c) pressão de vapor da água ter sido diminuída.
☐ d) densidade da solução ser maior que a da água.
☐ e) viscosidade da solução ser menor que a da água.

Leia o texto para responder às questões 16 a 18. Em janeiro de 2017, cientistas de Harvard anunciaram a façanha de obtenção do hidrogênio metálico pela primeira vez na história mediante a aplicação de uma pressão de 495 Gigapascal (GPa) em uma pequena amostra de hidrogênio, fenômeno que havia sido teorizado há cerca de 100 anos pelos cientistas Wigner e Huntington. De acordo com o diagrama de fases apresentado, um dos caminhos para obtenção do hidrogênio metálico sólido envolve o aumento progressivo da pressão à baixa temperatura.



16. (Fasm-SP) A primeira fase para obtenção do hidrogênio metálico consiste na formação de hidrogênio molecular sólido.
- Considerando o isótopo mais estável do átomo de hidrogênio ($Z = 1$ e $A = 1$), calcule seu número de prótons e de nêutrons e indique quantos elétrons esse isótopo possui na camada de valência.
 - Represente a fórmula estrutural do hidrogênio molecular e indique a geometria dessa molécula.
17. (Fasm-SP) Conforme o diagrama apresentado, a obtenção de hidrogênio metálico decorre da transformação de hidrogênio molecular sólido em um ambiente de baixa temperatura e de alta pressão.
- Represente as interações entre duas moléculas do hidrogênio molecular sólido e escreva o nome da força intermolecular envolvida nessa interação.
 - Explique, em termos de interações intermoleculares, por que a obtenção de hidrogênio molecular sólido somente ocorre em um ambiente de temperatura muito baixa ou de alta pressão.
18. (Fasm-SP) As figuras apresentam o hidrogênio sólido em três estágios sucessivos de compressão (A, B e C) até a obtenção do hidrogênio metálico. Em uma pressão de aproximadamente 205 GPa, a amostra de hidrogênio molecular sólido é trans-

parente. Quando a pressão se aproxima de 415 GPa, a amostra começa a ficar preta. Porém, quando se atinge a pressão de 495 GPa, a amostra deixa de ser preta e passa a ter alta refletividade.



(Range P. Dias e Issac F. Silvera. *Science*, 2017. Adaptado.)

Em termos de ligação química, explique:

- por que a alta refletividade da amostra no estágio C indica a obtenção de hidrogênio metálico.
- por que o hidrogênio molecular sólido nos estágios A e B não apresenta refletividade.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Uece) Em 1960, o cientista alemão Uwe Hiller sugeriu que a habilidade das lagartixas de caminhar nas paredes e no teto era por conta de forças de atração e repulsão entre moléculas das patas da lagartixa e as “moléculas” da parede, as chamadas forças de Van der Waals. Esta hipótese foi confirmada em 2002 por uma equipe de pesquisadores de Universidades da Califórnia. Sobre as Forças de Van der Waals, assinale a afirmação verdadeira.
- Estão presentes nas ligações intermoleculares de sólidos, líquidos e gases.
 - Só estão presentes nas ligações de hidrogênio.
 - Também estão presentes em algumas ligações interatômicas.
 - ☒ São forças fracamente atrativas presentes em algumas substâncias como o neônio, o cloro e o bromo.
2. (Fatec-SP)
- Após identificar a presença de álcool etílico, $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$, em amostras de leite cru refrigerado usado por uma empresa na produção

de leite longa vida e de requeijão, fiscais da superintendência do Ministério da Agricultura, Pecuária e Abastecimento recomendaram que os lotes irregulares dos produtos fossem recolhidos das prateleiras dos supermercados, conforme prevê o Código de Defesa do Consumidor. Segundo o Ministério, a presença de álcool etílico no leite cru refrigerado pode mascarar a adição irregular de água no produto.

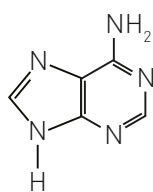
(<http://tinyurl.com/m8hxq6b>. Acesso em: 21.08.2014. Adaptado.)

Essa fraude não é facilmente percebida em virtude da grande solubilidade desse composto em água, pois ocorrem interações do tipo:

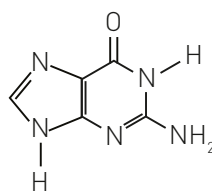
- dipolo-dipolo
 - íon-dipolo
 - dispersão de London
 - ☒ ligações de hidrogênio
 - dipolo instantâneo-dipolo induzido
3. (Fuvest-SP) A estrutura do DNA é formada por duas cadeias contendo açúcares e fosfatos, as quais se ligam por meio das chamadas bases nitrogenadas,

formando a dupla hélice. As bases timina, adenina, citosina e guanina, que formam o DNA, interagem por ligações de hidrogênio, duas a duas em uma ordem determinada. Assim, a timina, de uma das cadeias, interage com a adenina, presente na outra cadeia, e a citosina, de uma cadeia, interage com a guanina da outra cadeia. Considere as seguintes bases nitrogenadas ao lado.

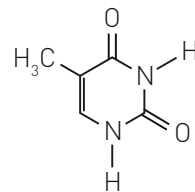
As interações por ligação de hidrogênio entre adenina e timina e entre guanina e citosina, que existem no DNA, estão representadas corretamente em:



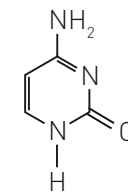
Adenina (A)



Guanina (G)



Timina (T)



Citosina (C)

	adenina – timina	guanina – citosina
a)		
b)		
x c)		
d)		
e)		

4. (UPF-RS) No quadro a seguir, estão apresentadas as temperaturas de fusão e de ebulição, em °C, sob pressão de 1 atm, de diferentes substâncias químicas.

Substância química a 25 °C e 1 atm	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
oxigênio (O ₂ (g))	−218,8	−183
amônia (NH ₃ (g))	−77,7	−33,4
metanol (CH ₃ OH (ℓ))	−91	64,7
acetona (C ₃ H ₆ O (ℓ))	−94,6	56,5
mercúrio (Hg (ℓ))	−38,87	356,9
alumínio (Al (s))	660	2519
cloreto de sódio (NaCl (s))	801	1413

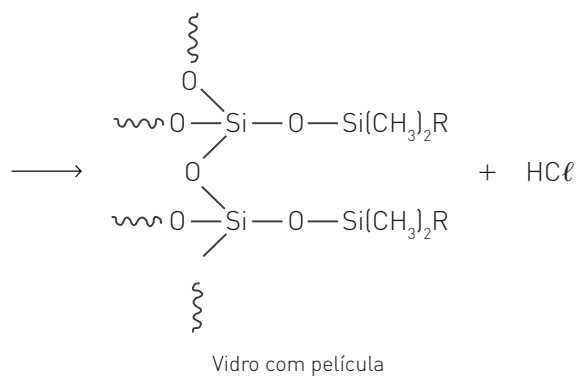
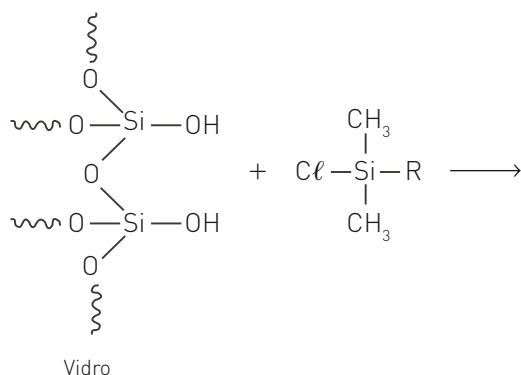
Com base nas informações constantes no quadro, analise as afirmações a seguir e marque V para verdadeiro e F para falso.

- () As substâncias metanol e mercúrio, à temperatura de $60\text{ }^{\circ}\text{C}$, estarão no estado líquido de agregação.
- () As interações que mantêm unidas, no estado sólido, as moléculas das substâncias amônia, metanol e acetona são forças do tipo dipolo induzido, as quais formam cristais moleculares.
- () Entre as substâncias listadas, o cloreto de sódio apresenta a maior temperatura de fusão, o que se justifica em razão de seus íons estarem unidos por interações do tipo dipolo permanente, formando retículos cristalinos iônicos.
- () O modelo para a formação do Al(s) , no estado sólido, se baseia na interação entre os cátions do metal que se agrupam, formando células unitárias em que as cargas positivas são estabilizadas por elétrons livres, que envolvem a estrutura como uma nuvem eletrônica.
- () O gás oxigênio ($\text{O}_2(\text{g})$) apresenta os menores valores de temperaturas de fusão e de ebulição, pois suas moléculas se mantêm unidas

por forças de dipolo induzido, que são de fraca intensidade. A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) V - F - V - F - F.
b) F - F - V - F - V.
c) V - F - F - V - V.
d) F - V - F - F - V.
e) V - V - F - V - F.

5. (Fuvest-SP) Para aumentar o grau de conforto do motorista e contribuir para a segurança em dias chuvosos, alguns materiais podem ser aplicados no para-brisa do veículo, formando uma película que repele a água. Nesse tratamento, ocorre uma transformação na superfície do vidro, a qual pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:



Das alternativas apresentadas, a que representa o melhor material a ser aplicado ao vidro, de forma a evitar o acúmulo de água, é:

Note e adote:

— R = grupo de átomos ligado ao átomo de silício.

- a) $\text{ClSi}(\text{CH}_3)_2\text{OH}$.
b) $\text{ClSi}(\text{CH}_3)_2\text{O}(\text{CHOH})\text{CH}_2\text{NH}_2$.
c) $\text{ClSi}(\text{CH}_3)_2\text{O}(\text{CHOH})_5\text{CH}_3$.
d) $\text{ClSi}(\text{CH}_3)_2\text{OCH}_2(\text{CH}_2)_2\text{CO}_2\text{H}$.
X e) $\text{ClSi}(\text{CH}_3)_2\text{OCH}_2(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_3$.

6. (UFPR) Diferentes líquidos, em função da sua tensão superficial, apresentam volumes de gota diferentes. A tabela abaixo mostra o número de gotas contido em 1 mL para três líquidos diferentes:

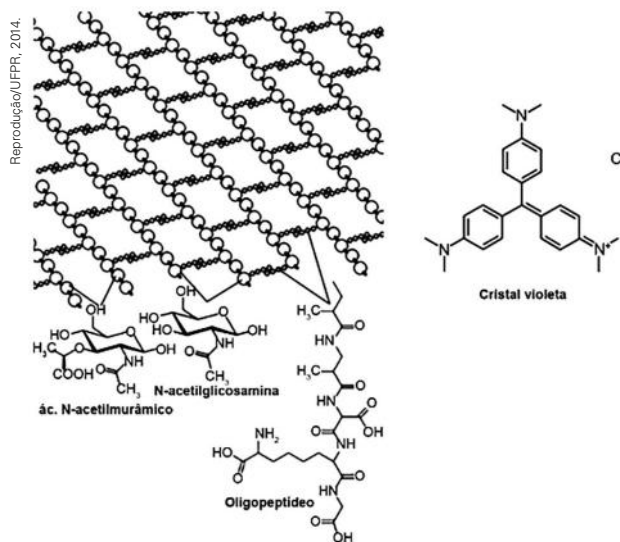
	Líquido A: H_2O	Líquido B: CH_3CH_2OH	Líquido C: mistura H_2O/CH_3CH_2OH
Nº de gotas/mL	20	50	40

Um grupo de amigos percebe que, ao se gotejar um líquido sobre uma moeda, forma-se uma gota sobre essa moeda. Após adições sucessivas, a gota colapsa e o líquido espalha-se sobre a moeda. No entanto, eles verificam que, dependendo do líquido, o comportamento é diferente, mas o material da moeda não influencia. Assim, eles fazem um desafio para ver quem consegue utilizar o menor volume de líquido para cobrir toda a superfície da moeda, sendo que eles podem escolher entre os líquidos A, B e C e utilizar uma moeda de 5 ou 10 centavos. Quem ganhou o desafio?

- Amigo 1: utilizou o líquido A sobre uma moeda de 10 centavos.
- Amigo 2: utilizou o líquido B sobre uma moeda de 5 centavos.
- Amigo 3: utilizou o líquido C sobre uma moeda de 10 centavos.
- Amigo 4: utilizou o líquido A sobre uma moeda de 5 centavos.
- Amigo 5: utilizou o líquido B sobre uma moeda de 10 centavos.

7. (UFPR) A coloração de Gram é um importante método empregado na microbiologia, que permite diferenciar bactérias em duas classes – as Gram-positivas e Gram-negativas – em função das propriedades químicas da parede celular. As bactérias Gram-positivas possuem na parede celular uma camada espessa de peptidoglicano, que é uma rede polimérica contendo açúcares (N-acetilglicosamina e ácido N-acetilmurâmico) e oligopeptídeos, enquanto que as bactérias Gram-negativas contêm uma camada fina. Na coloração de Gram utiliza-se o cristal violeta (cloreto de hexametilpararosanilina), que interage com o peptidoglicano. A adição de iodeto causa a precipitação do corante e as partículas sólidas ficam aprisionadas na rede polimérica, corando

a parede celular. Abaixo estão esquematizadas a rede polimérica do peptidoglicano e as estruturas das espécies envolvidas.



(Fonte: http://en.wikipedia.org/wiki/Gram_staining. Acessado em ago. 2013)

A partir das informações fornecidas, é correto afirmar que a principal interação entre o cristal violeta e a parede celular é:

- ligação de hidrogênio.
- interação íon-dipolo.
- interação íon-dipolo instantâneo.
- interação dipolo-dipolo.
- interação dipolo-dipolo instantâneo.

8. (UFRGS-RS) Em 2015, pesquisadores comprimiram o gás sulfeto de hidrogênio (H_2S), em uma bigorna de diamantes até 1,6 milhão de vezes à pressão atmosférica, o suficiente para que sua resistência à passagem da corrente elétrica desaparecesse a $-69,5^\circ C$. A experiência bateu o recorde de “supercondutor de alta temperatura” que era $-110^\circ C$, obtido com materiais cerâmicos complexos. Assinale a afirmação abaixo que justifica corretamente o fato de o sulfeto de hidrogênio ser um gás na temperatura ambiente e pressão atmosférica, e a água ser líquida nas mesmas condições.

- O sulfeto de hidrogênio tem uma massa molar maior que a da água.
- O sulfeto de hidrogênio tem uma geometria molecular linear, enquanto a água tem uma geometria molecular angular.
- O sulfeto de hidrogênio é mais ácido que a água.
- A ligação S – H é mais forte que a ligação O – H.
- As ligações de hidrogênio intermoleculares são mais fortes com o oxigênio do que com o enxofre.

9. (UPF-RS) A seguir, na tabela 1, são fornecidas as temperaturas de ebulição (à pressão atmosférica de 1 atm) dos compostos orgânicos indicados na tabela 2.

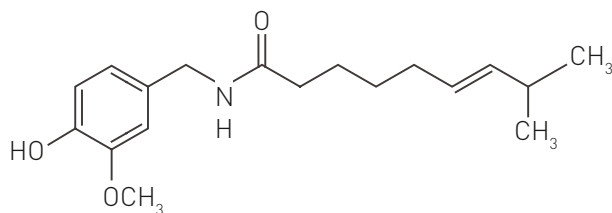
Tabela 1 – Temperaturas de ebulição		
B: 101 °C	C: -42 °C	D: -0,5 °C

Tabela 2 – Compostos orgânicos (massa molar g · mol ⁻¹)			
CH ₃ CH ₂ OH (46)	CH ₃ CH ₂ CH ₃ (44)	HCOOH (46)	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃ (58)
I	II	III	IV

Correlacione cada composto com a temperatura de ebulição adequada, considerando a influência relativa dos fatores que atuam sobre as propriedades físicas dos compostos orgânicos.

A correspondência correta é:

- ✗ a) I – A; II – C; III – B; IV – D.
 b) I – C; II – A; III – D; IV – B.
 c) I – B; II – A; III – C; IV – D.
 d) I – C; II – D; III – A; IV – B.
 e) I – A; II – B; III – D; IV – C.
10. (Unicamp-SP) Já faz parte do folclore brasileiro alguém pedir um “prato quente” na Bahia e se dar mal. Se você come algo muito picante, sensação provocada pela presença da capsaicina (fórmula estrutural mostrada a seguir) no alimento, logo toma algum líquido para diminuir essa sensação. No entanto, nem sempre isso adianta, pois logo em seguida você passa a sentir o mesmo ardor.



- a) Existem dois tipos de pimenta em conserva, um em que se usa vinagre e sal, e outro em que se utiliza óleo comestível. Comparando-se os dois tipos, observa-se que o óleo comestível se torna muito mais picante que o vinagre. Em vista disso, o que seria mais eficiente para eliminar o ardor na boca provocado pela ingestão de pimenta: vinagre ou óleo? Justifique sua escolha baseando-se apenas nas informações dadas.
 b) Durante uma refeição, a ingestão de determinados líquidos nem sempre é palatável; assim,

se o “prato quente” também estiver muito salgado, a ingestão de leite faz desaparecer imediatamente as duas sensações. Baseando-se nas interações químicas entre os componentes do leite e os condimentos, explique por que ambas as sensações desaparecem após a ingestão do leite. Lembre-se que o leite é uma suspensão constituída de água, sais minerais, proteínas, gorduras e açúcares.

11. (Enem)

Em sua formulação, o *spray* de pimenta contém porcentagens variadas de oleoresina de *Capsicum*, cujo princípio ativo é a capsaicina, e um solvente (um álcool como etanol ou isopropanol). Em contato com os olhos, pele ou vias respiratórias, a capsaicina causa um efeito inflamatório que gera uma sensação de dor e ardor, levando à cegueira temporária. O processo é desencadeado pela liberação de neuropeptídios das terminações nervosas.

Como funciona o gás de pimenta. Disponível em: <http://pessoas.hsw.uol.com.br>. Acesso em: 1 mar. 2012 (adaptado).

Quando uma pessoa é atingida com o *spray* de pimenta nos olhos ou na pele, a lavagem da região atingida com água é ineficaz porque a

- a) reação entre etanol e água libera calor, intensificando o ardor.
 ✗ b) solubilidade do princípio ativo em água é muito baixa, dificultando a sua remoção.
 c) permeabilidade da água na pele é muito alta, não permitindo a remoção do princípio ativo.
 d) solubilização do óleo em água causa um maior espalhamento além das áreas atingidas.
 e) ardência faz evaporar rapidamente a água, não permitindo que haja contato entre o óleo e o solvente.

12. (UPF) Considere que, em um experimento, foram colocados, em três copos, em proporções idênticas, os seguintes líquidos:

Copo 1: água e etanol
Copo 2: gasolina e querosene
Copo 3: água e gasolina

Com base nos conceitos de polaridade e solubilidade, assinale a alternativa incorreta.

- ✗ a) Apenas nos copos 1 e 2, os líquidos misturados formam um sistema homogêneo, pois são solúveis entre si.
 b) No copo 1, forma-se um sistema homogêneo, com substâncias de igual polaridade, e, nos copos 2 e 3, são obtidos sistemas heterogêneos.

- c) Água e etanol são substâncias polares e, portanto, no copo 1 é formado um sistema homogêneo.
- d) Quando o solvente é polar e o soluto apolar, ou vice-versa, não existe tendência para que haja solubilização.

13. (UEPG-PR) Em um laboratório existem três frascos sem identificação. Um contém benzeno, outro tetracloreto de carbono e o terceiro, metanol. A tabela abaixo apresenta a densidade e a solubilidade desses líquidos em água. Sabendo que a densidade da água é $1,00 \text{ g/cm}^3$, assinale o que for correto.

	Densidade (g/cm^3)	Solubilidade em água
Benzeno – C_6H_6	0,87	Insolúvel
Tetracloreto de carbono – CCl_4	1,59	Insolúvel
Metanol – $\text{H}_3\text{C} - \text{OH}$	0,79	Solúvel

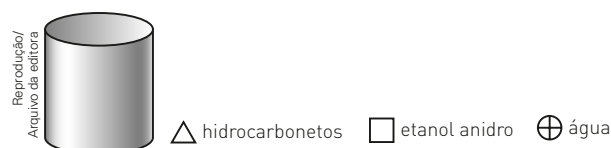
- 01) O frasco com metanol pode ser identificado através da solubilidade em água, isto é, o líquido desse frasco, em água, formará uma mistura sem fases.
- 02) O tetracloreto de carbono é insolúvel em água porque é uma substância apolar.
- 04) A mistura de tetracloreto de carbono e água pode ser separada através de um funil de decantação.
- 08) A mistura de água e metanol pode ser separada por destilação simples.
- 16) O frasco com benzeno pode ser identificado através da densidade e a solubilidade em água, isto é, o líquido desse frasco é insolúvel em água e na presença da água ficará na parte inferior da mistura.

01, 02 e 04

14. (Unicamp-SP) O carro *flex* pode funcionar com etanol ou gasolina, ou com misturas desses combustíveis. A gasolina comercial brasileira é formada por uma mistura de hidrocarbonetos e apresenta, aproximadamente, 25% de etanol anidro em sua composição, enquanto o etanol combustível apresenta uma pequena quantidade de água, sendo comercializado como etanol hidratado.
- a) Do ponto de vista das interações intermoleculares, explique, separadamente: (1) por que a gasolina comercial brasileira, apesar de ser uma mistura de hidrocarbonetos e etanol, apresenta-se como um sistema monofásico; e

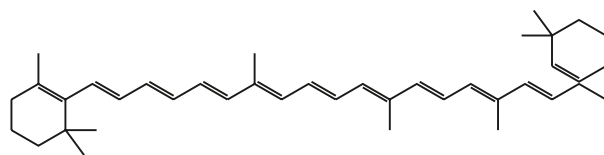
(2) por que o etanol combustível, apesar de ser uma mistura de etanol e água, apresenta-se como um sistema monofásico.

- b) Em um tanque subterrâneo de gasolina comercial houve uma infiltração de água. Amostras do líquido contido no tanque, coletadas em diversos pontos, foram juntadas em um recipiente. Levando em conta as possíveis interações intermoleculares entre os componentes presentes no líquido, complete o desenho do recipiente na figura apresentada abaixo. Utilize, necessariamente, a legenda fornecida, de modo que fique evidente que houve infiltração de água.



15. (Uerj) O enxofre é um elemento químico que pode formar dois óxidos moleculares: SO_2 e SO_3 . Nomeie a geometria dessas moléculas. Explique, ainda, por que apenas SO_2 é solúvel em água.

16. (Uern) "Têm sido descobertas grandes propriedades para o betacaroteno nas pesquisas das quais é alvo. Sabe-se hoje que ele é um antioxidante, beneficia a visão noturna, aumenta a imunidade, dá elasticidade à pele e fortalecimento às unhas, além de atuar no metabolismo de gordura". Ao colocarmos um pedaço de cenoura imerso no óleo de cozinha, este adquire coloração alaranjada. O mesmo não acontece quando colocado em água.



Acerca da estrutura do betacaroteno, este fato ocorre porque:

- a) o betacaroteno é um hidrocarboneto e é polar. O óleo também é polar, sendo um bom solvente de betacaroteno.
- b) o betacaroteno é um hidrocarboneto e é apolar. O óleo é polar, sendo um bom solvente de betacaroteno.
- x c) o betacaroteno é um hidrocarboneto e é apolar. O óleo também é apolar, sendo um bom solvente de betacaroteno.
- d) o betacaroteno é um hidrocarboneto e é polar. O óleo é apolar, sendo um bom solvente de betacaroteno.

Atividade prática

Produzindo grandes bolhas de sabão

Material

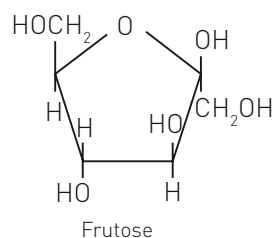
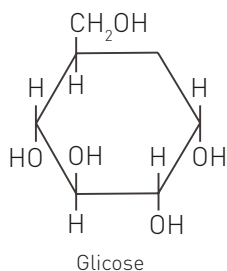
- detergente
- água
- xarope de milho
- bacia plástica
- argola plástica ou metálica, que possa ser mergulhada na bacia

Procedimento

Misture volumes iguais de água e de detergente para lavar louça e metade do volume de xarope de milho em um recipiente. Deixe a mistura em repouso por pelo menos um dia, para que a homogeneização da mistura seja natural.

Depois, mergulhe argolas de diferentes tamanhos nessa mistura e assopre a película que se forma. Quanto maior o seu diâmetro, maior será o tamanho da bolha.

O xarope de milho é constituído basicamente de 80% de glicose e 20% de frutose, cujas estruturas são representadas a seguir.



Discussão

1. Caso não seja possível encontrar xarope de milho, pode-se substituí-lo por outra substância ou material? Consulte a internet ou livros da biblioteca de sua escola e faça uma pesquisa sobre as fórmulas estruturais das seguintes substâncias: açúcar comum (sacarose), sal de cozinha (cloreto de sódio) e glicerina, e descubra qual(is) poderia(m) substituir o xarope de milho.
2. Após determinar a(s) substância(s), realize experimentos substituindo o xarope de milho pela(s) substância(s) que você considera a(s) mais conveniente(s) e compare os resultados.

Vladitto/Shutterstock



Você aprendeu o que são ligações intramoleculares e interações intermoleculares. Sabendo as diferenças entre elas, quais delas você iria notar no mundo se as interações intermoleculares fossem mais fortes do que as ligações intramoleculares?

Gabarito da Parte I

Unidade 1 – Química em nossa vida

Capítulo 1 – A Química e o nosso mundo

Fundamentando seus conhecimentos (p. 16)

1. a) Nas folhas.
b) A bolinha de gude e o pedaço de plástico.
c) As folhas.
2. Reciclar; a reciclagem gera economia financeira.

Desafiando seus conhecimentos (p. 18)

1. Madeira.
2. A tração animal e o vento.
3. Carvão.
4. Petróleo.
5. e.
7. d.

Capítulo 2 – Como pensam os cientistas?

Fundamentando seus conhecimentos (p. 22)

1. a) Observação. d) Observação.
b) Hipótese. e) Hipótese.
c) Observação. f) Hipótese.
2. a) Hipótese.
b) Observação.
c) Experimento e observação.
d) Conclusão.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 22)

1. a) Experimento.
b) Experimento.
c) Observação.
d) Conclusão.
2. a) Experimento.
b) Observação.
c) Conclusão.

Desafiando seus conhecimentos (p. 23)

3. b.
4. a, d, e, f.

Capítulo 3 – Grandezas e medidas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 38)

1. a) 264,95 g
b) 0,26495 kg
2. 5 reais.

3. a) 15 m^3 .
b) $15 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$.
c) $15 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$.
d) $15 \cdot 10^6 \text{ mL}$.

4. $T_F = 98,60 \text{ }^\circ\text{F}$.

5. d.

6. b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 40)

1. 200 sacos de cimento.
2. 4 000 gotas.
3. a) 0,02 L/dia. b) 2 frascos.
4. 6840 mmHg.
5. C: alumínio. B: prata. A: ouro.
6. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 42)

1. c.
3. Monte Everest.
4. Recife.
5. O habitante de La Paz.
8. a.
9. e.
10. Soma = 28.
11. b.
12. b.
13. d.

Unidade 2 – O que compõe o nosso mundo

Capítulo 4 – Química – Uma ciência experimental

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 50)

1. c.
2. d.
3. b.
4. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 51)

1. c.
2. e.
3. 3 - 6 - 5 - 2 - 1.

Capítulo 5 – Matéria e seus estados físicos – Energia

Fundamentando seus conhecimentos (p. 60)

1. Fusão e vaporização (evaporação).
2. I. Líquido. II. Solidificação.
3. a) Evaporação. c) Condensação.
b) Condensação.
5. a) Entre 0 °C e 100 °C.
b) Vapor.
c) Condensação do vapor.
6. c.
7. b.
9. a) Sólido. c) Pela densidade.
b) Líquido.
10. b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 63)

1. b.
2. a) Quente.
b) Com vento.
c) Sem chuva.
d) Estendida, maior superfície.
3. a) O ciclo da água.
b) Evaporação e condensação.
c) A água que evapora é pura.
4. a. 8. e. 11. d. 14. d.
6. a. 9. d. 12. b.
7. b. 10. e. 13. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 67)

1. d. 2. a. 3. b. 4. a.
5. Soma: $02 + 04 = 06$.
6. c, d. 7. a. 8. b.

Capítulo 6 – Composição da matéria

Fundamentando seus conhecimentos (p. 78)

1. Mistura. 3. H_2 e O_2 .
2. Substância pura. 4. H_2O .
6. I e II, que contêm apenas água.
7. III (água e sal) e IV (água e óleo).
8. I e III, sistemas monofásicos.
9. II e IV, sistemas bifásicos.
10. IV, mistura bifásica.

11. III, mistura monofásica.
14. Mistura.
15. Não, pois trata-se de uma mistura.
16. A – água. B – álcool.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 81)

1. c.
2. Balão laranja: substância pura.
Balão azul: mistura.
3. Balão laranja: 1.
Balão azul: 4.
4. Ambos homogêneos.
6. a. 8. d. 10. d. 12. a.
7. e. 9. d. 11. d. 13. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 83)

2. a. 6. b. 9. e.
4. d. 7. b. 10. e.
5. e. 8. a.

Capítulo 7 – Separando misturas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 98)

1. I. E; II. C; III. D; IV. A; V. B.
2. a) Filtração.
b) Extração.
3. b.
4. a) Mistura.
b) Folhas.
c) Extração e filtração.
d) Não.
e) Preparação de café.
5. a) Substâncias não dissolvidas.
b) Não, é uma mistura.
6. a.
7. Destilação simples.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 100)

1. b. 3. d. 5. c.
2. d. 4. b. 6. a.
7. A – III
B – II
C – I
8. a. 11. d. 13. c.
9. c. 12. b. 16. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 105)

- | | | | |
|-------|-------|--------|--------|
| 1. b. | 6. b. | 10. a. | 14. b. |
| 3. d. | 7. c. | 11. b. | 16. b. |
| 4. a. | 8. a. | 12. d. | 17. b. |
| 5. a. | 9. d. | 13. b. | |

Capítulo 8 – Transformações da matéria

Fundamentando seus conhecimentos (p. 116)

- a) I.
b) II.
- a.
- Física.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 117)

- | | | |
|-------|-------|-------|
| 2. b. | 4. b. | 6. e. |
| 3. e. | 5. d. | 7. c. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 118)

- | | | |
|-------|-------|-------|
| 1. a. | 2. d. | 3. b. |
|-------|-------|-------|

Unidade 3 – A estrutura atômica

Capítulo 9 – História da Química

Fundamentando seus conhecimentos (p. 129)

- I-A; II-C e III-B.
- d.
- b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 130)

- | | | |
|-------|-------|-------|
| 1. d. | 2. a. | 3. b. |
|-------|-------|-------|

Desafiando seus conhecimentos (p. 131)

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 2. e. | 3. a. | 5. d. | 6. c. |
|-------|-------|-------|-------|

Capítulo 10 – Descobrimos a estrutura atômica da matéria

Fundamentando seus conhecimentos (p. 140)

- | | |
|-------------------|-------------------|
| 1. d. | 6. Experimento C. |
| 5. Experimento B. | 8. a. |

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 142)

- | | |
|-------------------------------------|-------|
| 1. A bexiga encontra-se eletrizada. | |
| 2. c. | 6. a. |
| 5. b. | 7. a. |
| | 8. c. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 143)

- | | | |
|-------|-------|-------|
| 1. d. | 3. c. | 5. a. |
| 2. a. | 4. a. | 6. d. |

Capítulo 11 – Principais características do átomo

Fundamentando seus conhecimentos (p. 154)

- Cálcio (Ca), carbono (C) e oxigênio (O).
- 5 átomos.
- Cálcio.
- Cálcio.
- Leite e seus derivados.
- B e D; C e E.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 155)

- | | | |
|-------|------------|-------|
| 1. e. | 4. c. | 6. a. |
| 2. e. | 5. II e V. | 7. e. |

11. A – número atômico: 10; número de massa: 20.
B – número atômico: 11; número de massa: 23.

Desafiando seus conhecimentos (p. 157)

- | | | | | |
|-------|-------|--------|--------|--------|
| 1. a. | 5. b. | 9. b. | 14. a. | 18. e. |
| 2. c. | 6. c. | 11. b. | 15. c. | 19. d. |
| 3. d. | 7. a. | 12. c. | 16. e. | |
| 4. c. | 8. e. | 13. b. | 17. c. | |

Capítulo 12 – Evolução do modelo atômico

Fundamentando seus conhecimentos (p. 179)

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
c) 35 prótons.
d) $K = 2$; $L = 8$; $M = 18$; $N = 7$.
- a) ${}_{13}\text{Al}^{3+} = 1s^2 2s^2 2p^6$.
b) ${}_{25}\text{Mn}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.
c) ${}_{7}\text{N}^{3-} = 1s^2 2s^2 2p^6$.
d) ${}_{14}\text{Si}^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 180)

- | | |
|------------------------------------|--------------|
| 1. a – III; b – II; c – IV; d – I. | |
| 3. a. | 7. e. |
| 4. d. | 8. a. |
| 5. d. | 9. d. |
| | 10. $Z = 35$ |
| | 11. d. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 178)

2. c.
3. Soma: $08 + 16 = 24$.
4. a. 10. c. 16. b. 22. a.
5. b. 11. d. 17. b. 23. c.
6. c. 12. b. 18. a. 24. d.
7. a. 13. e. 19. a. 25. a.
8. d. 14. e. 20. d. 26. e.
9. d. 15. b. 21. b. 27. e.

Complemento – Modelo quântico (p. 187)

Exercícios (p. 192)

1. 10 orbitais.
2. 5 orbitais.
3. 5 elétrons.
4. $n = 3$, $\ell = 2$, $m_\ell = +2$, $m_s = +\frac{1}{2}$.
6. 01, 02, 04 e 08.
7. b. 8. d. 9. a. 10. c. 11. d.
12. c.
13. e.
14. 02, 04, 08 e 16.
15. $Z = 24$.
16. b.
17. a) $n = 2$, $\ell = 1$, $m = 0$, $s = +\frac{1}{2}$.
b) $n = 3$, $\ell = 2$, $m = -2$, $s = -\frac{1}{2}$.
18. a. 19. b. 20. b.

Unidade 4 – Tabela periódica

Capítulo 13 – Bases da organização dos elementos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 211)

1. a) Ca. e) Na.
b) Fe. f) O.
c) He. g) Al.
d) H. h) Si.
2. "J" e "Q".
16. c.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 213)

1. e. 2. e. 3. e. 8. c.

9. $Z = 36$; $A = 83$.

10. e. 11. e. 12. d. 13. a.
14. X: 4º período, família 1 (metais alcalinos).
15. e. 16. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 215)

1. a. 3. c. 5. d. 7. b. 9. d.
2. d. 4. c. 6. e. 8. b. 10. c.
11. II, III, IV e V.
12. b. 13. c.
14. 02, 04 e 08.
15. d. 17. a. 19. b.
16. c. 18. e. 20. e.

Capítulo 14 – Propriedades periódicas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 231)

1. F. Metal alcalinoterroso: família 2. O raio aumenta de cima para baixo.
2. N. Calcogênio: família 16. O raio aumenta de cima para baixo.
3. A. No período, o raio aumenta da direita para a esquerda.
4. A. Metal alcalino: família 1. E.I. aumenta para cima.
5. R. Halogênio: família 17. E.I. aumenta para cima.
9. O. Calcogênio: família 16; eletronegatividade: aumenta para cima.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 232)

4. b.
6. a.
7. a.
8. d.
9. d.
10. Cl: 3,0, P: 2,1, Al: 1,5.

Desafiando seus conhecimentos (p. 234)

1. b.
3. $A \text{ e } C \cong 1,89 \cdot 10^{-10} \text{ m}$.
4. $C < B < A$.
5. c. 8. d. 11. c.
6. d. 10. c.
12. 02, 04 e 16.
13. d. 14. e. 15. c.

16. Corretas: I, II e III.

18. a.

19. c.

20. e.

21. a.

22. d.

Unidade 5 – Interações atômicas e intermoleculares

Capítulo 15 – Ligações iônicas ou eletrovalentes

Fundamentando seus conhecimentos (p. 251)

1. Evaporação.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 252)

1. a.

4. b.

5. d.

6. A figura I.

7. e.

9. e.

10. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 254)

1. b.

8. a.

2. a.

9. Magnésio.

3. a.

10. d.

4. d.

11. b.

5. a.

12. c.

6. a.

13. d.

7. c.

Capítulo 16 – Ligações covalentes

Fundamentando seus conhecimentos (p. 264)

4. $C_9H_{13}O_3N$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 265)

3. c.

8. a.

4. c.

9. 01 e 04.

5. d.

10. e.

6. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 267)

1. e.

6. c.

2. a, e.

8. a.

3. a.

10. a.

4. c.

Complemento – Exceções à regra do octeto (p. 270)

Exercícios (p. 274)

1. a.

3. III.

4. e.

5. b.

8. c.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 279)

2. d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 280)

1. c.

6. VI.

2. V-F-F-V-V.

7. III.

3. e.

8. V.

4. c.

9. II, IV e VI.

5. I e III.

10. I e III.

Desafiando seus conhecimentos (p. 281)

1. e.

2. c.

3. c.

4. b.

5. a.

6. Soma: $01 + 02 + 08 + 16 = 27$.

7. e.

8. b.

9. a.

Capítulo 17 – Ligações metálicas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 287)

2. Bronze: Cu e Sn.

3. Ouro (75%) e cobre e prata (25%).

4. Ouro (amarelo) e cobre (vermelho).

5. Aço (liga de Fe e C) ou alumínio.

6. e.

7. c.

8. a) II.

b) I.

c) III.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 289)

1. b.
2. e.
3. c.
4. d.
5. d.
6. e.
7. b.
8. d.
9. 01, 02 e 04.

Desafiando seus conhecimentos (p. 291)

1. b.
2. a.
3. d.
5. c.
6. d.
7. c.
8. a.

Capítulo 18 – Geometria molecular

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 303)

2. d.
3. c.
4. H_3O^+ : piramidal; NH_4^+ : tetraédrica.

Desafiando seus conhecimentos (p. 304)

1. a.
2. b.
3. a.
4. d.
5. a, b, c, e.
6. a.
7. b.
8. e.
9. c.
10. e.
11. b.
12. b.

Capítulo 19 – Polaridade

Fundamentando seus conhecimentos (p. 313)

1. Eletronegatividade.
2. Ligação covalente apolar.
3. Polo negativo.
4. Lado direito.

7. d.

8. d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 314)

1. I, II e III.
2. c.
3. d.
4. c.
6. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 315)

2. e.
4. e.
5. c.

Capítulo 20 – Interações moleculares

Fundamentando seus conhecimentos (p. 327)

3. d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 327)

1. c.
2. d.
4. e.
6. c.
7. b.
8. c.
9. a.
10. c.
11. d.
12. d.
14. a.
15. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 332)

1. d.
2. d.
3. c.
4. c.
5. e.
6. e.
7. b.
8. e.
9. a.
11. b.
12. a.
13. 01, 02 e 04.
16. c.

Sumário

Sumário – Parte II

UNIDADE 6 – FUNÇÕES INORGÂNICAS

.....347

Capítulo 21 – Dissociação e ionização

Histórico348

Conceito de ácido, base e sal pela teoria de Arrhenius351

Atividade prática – Verificando a condutibilidade elétrica359

Leia, analise e responda – O mecanismo da solvatação360

Capítulo 22 – Ácidos

Definição361

Nomenclatura e classificação362

Grau de ionização365

Algumas propriedades dos ácidos371

Principais ácidos, suas aplicações e características373

Capítulo 23 – Bases ou hidróxidos

Definição381

Nomenclatura das bases381

Classificação das bases382

Força ou grau de dissociação383

Algumas propriedades das bases385

Principais bases, suas aplicações e características386

Atividade prática – Usando vegetais e flores como indicadores de pH392

Conexão – Higiene393

Capítulo 24 – Sais

Definição395

Nomenclatura dos sais395

Classificação dos sais397

Alguns sais, suas aplicações e suas características405

Conexão – Odontologia408

Obtenção de sais410

Atividade prática – Observação da ação de ácidos e bases sobre os carbonatos418

Capítulo 25 – Óxidos

Definição420

Nomenclatura e classificação420

Alguns óxidos importantes429

Atividade prática – Poluição por material particulado430

Conexão – Ambiente431

Efeitos dos óxidos no ambiente432

UNIDADE 7 – REAÇÕES QUÍMICAS

Capítulo 26 – Balanceamento das equações químicas

Reações químicas452

Equações químicas453

Capítulo 27 – Tipos de reação

Capítulo 28 – Condições para a ocorrência de reações

Reações de simples troca ou deslocamento469

Reações de dupla-troca474

Atividades práticas – Reatividade de metais/ Comportamento dos carbonatos na presença de ácidos485

UNIDADE 8 – RELAÇÕES DE MASSA

Capítulo 29 – Massa dos átomos

Unidade de massa atômica (u)489

Massa atômica de um átomo (MA)489

Massa atômica de um elemento (MA)490

Massa molecular (MM)491

Constante de Avogadro495

Mol: a unidade de quantidade de matéria497

Determinação da quantidade de matéria = número de mol498

UNIDADE 9 – GASES509

Capítulo 30 – Gases e suas transformações510

Características gerais dos gases (teoria cinética dos gases)510

Pressão atmosférica512

Conexão – Saúde516

Variáveis de estado dos gases517

Conexão – Saúde523

Transformações gasosas524

Conexão – Medicina527

Equação geral dos gases547

Capítulo 31 – Quantidade de matéria e equação de estado553

Volume molar553

Lei de Avogadro554

Equação de estado dos gases ideais554

Capítulo 32 – Mistura de gases567

Pressão parcial (lei de Dalton)567

Conexão – Saúde569

Volume parcial (lei de Amagat)570

Leia, analise e responda – Gases para mergulho581

Capítulo 33 – Densidade dos gases582

Densidade absoluta dos gases582

Densidade relativa dos gases583

Complemento – Difusão e efusão de gases591

UNIDADE 10 – ESTEQUIOMETRIA595

Capítulo 34 – Cálculos estequiométricos596

Tipos de fórmulas596

Estequiometria das reações químicas610

Atividade prática617

Capítulo 35 – Os coeficientes e as quantidades de substância (mol)618

Capítulo 36 – As reações no laboratório e na indústria633

Reagente em excesso e reagente limitante633

Reações químicas com substâncias impuras643

Rendimento de uma reação química650

Gabarito da Parte II656

Bibliografia663

Funções inorgânicas

UNIDADE

6

O veneno injetado pelo ferrão de uma abelha tem características ácidas, enquanto o veneno injetado por uma vespa tem características básicas. As conchas das ostras apresentam como principal componente um sal. As bebidas gaseificadas têm como responsável pela efervescência um óxido.

Os compostos inorgânicos possuem diferentes características e, de acordo com elas, podem ser classificados em ácido, base, sal e óxido.

Você sabe quais são as principais características dos ácidos, bases, sais e óxidos?

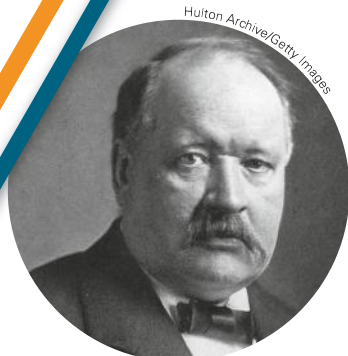


Abelhas coletando pólen de flor.

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Dissociação iônica e ionização.
- Ácidos e suas principais aplicações.
- Bases e suas principais aplicações.
- Sais e sua presença no cotidiano.
- Reações de neutralização.
- Óxidos e a Química do meio ambiente.

Dissociação e ionização



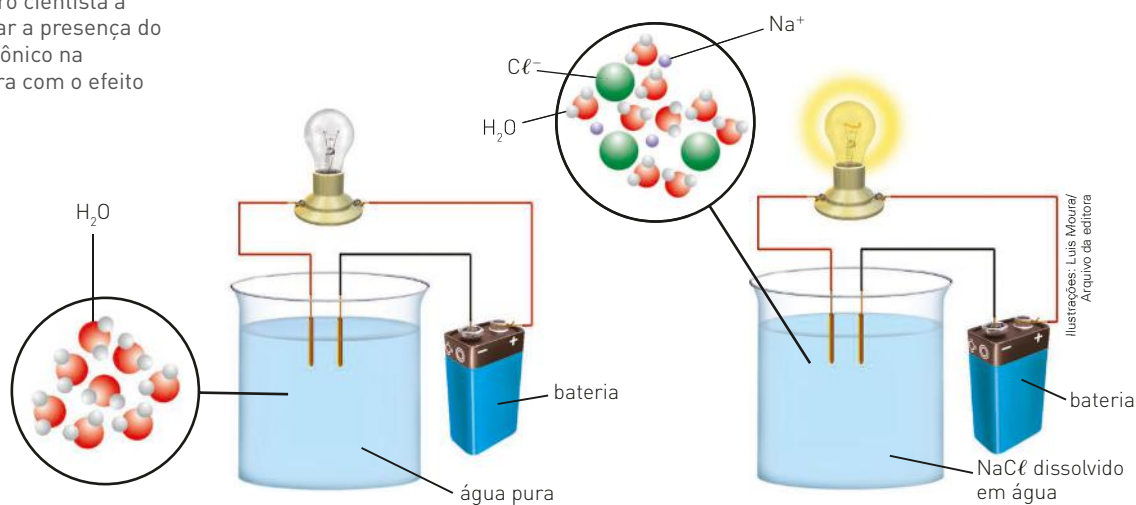
Arrhenius recebeu o prêmio Nobel de Química em 1903, pela sua teoria da dissociação iônica. Foi o primeiro cientista a relacionar a presença do gás carbônico na atmosfera com o efeito estufa.

Histórico

Trabalhando na Universidade de Uppsala (Suécia), o físico-químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) realizou numerosos experimentos relacionados à passagem de corrente elétrica em soluções aquosas. Com base nesses experimentos, formulou a hipótese de que tais soluções deveriam conter partículas carregadas: os íons. A partir disso, ele estabeleceu a teoria da dissociação iônica.

De acordo com Arrhenius, determinadas substâncias, quando dissolvidas em água, são capazes de originar íons positivos, os cátions, e íons negativos, os ânions.

Isso pode ser verificado experimentalmente, já que soluções iônicas são capazes de conduzir corrente elétrica, com uma aparelhagem bastante simples, semelhante à esquematizada abaixo.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

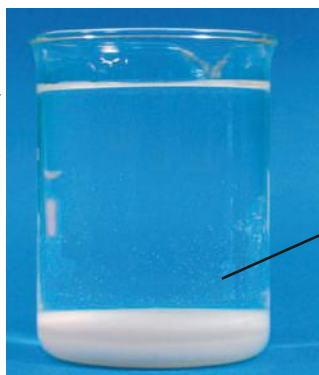
A água pura não conduz corrente elétrica. Note que a lâmpada não acende.

Substâncias iônicas, como o sal de cozinha (NaCl), em água, apresentam condutividade elétrica, o que é evidenciado pela lâmpada acesa.

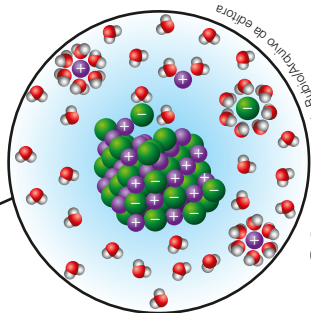
Arrhenius propôs que, ao se dissolver determinada substância iônica em água, ocorre a separação de íons existentes nela. Esse fenômeno é chamado de dissociação iônica.

Dissociação iônica: separação dos íons de uma substância iônica, quando esta é dissolvida em água.

A dissociação iônica do NaCl em água, por exemplo, ocorre da seguinte maneira: a água é uma substância formada por moléculas polares, cujo polo negativo está situado no átomo de oxigênio e o polo positivo, nos átomos de hidrogênio.



// Solução iônica obtida pela dissociação do NaCl em água.



// As interações entre os íons e as moléculas de água são denominadas íons-dipolo.

O resultado da interação entre H_2O e NaCl é uma solução iônica, e a interação entre as moléculas de água e os íons é denominada solvatação.

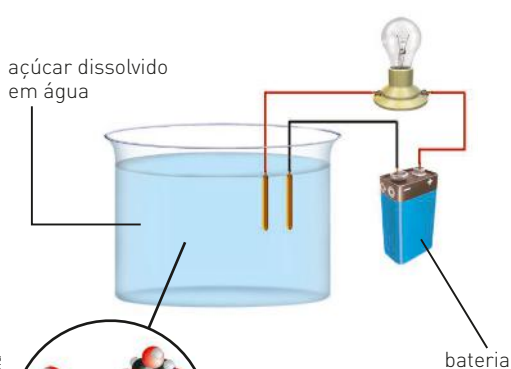
A equação que representa esse fenômeno pode ser dada por:



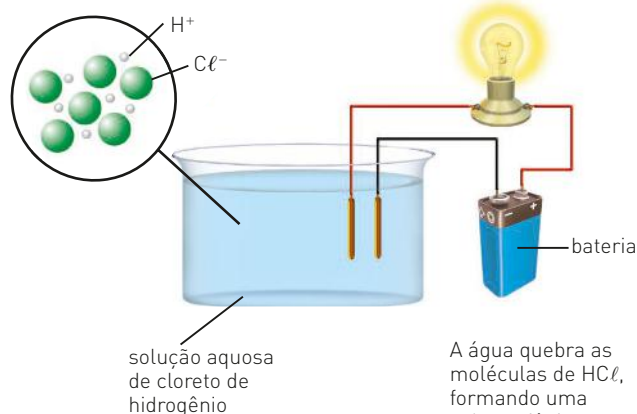
Ao testar a condutividade elétrica de substâncias moleculares, como o açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) e o cloreto de hidrogênio (HCl) em solução aquosa, observa-se que a solução aquosa de açúcar não conduz corrente elétrica, mas a solução aquosa de cloreto de hidrogênio conduz.

Assim, conclui-se que a dissolução de açúcar em água não produz íons. Essas soluções moleculares que não apresentam condutividade elétrica são denominadas soluções não eletrolíticas.

A condução de corrente elétrica pela solução aquosa de HCl levou Arrhenius a concluir que nela existem íons livres. Como o HCl é um composto formado por moléculas, os íons devem ter sido formados por meio da quebra dessas moléculas pela água, o que originou uma solução iônica. Esse fenômeno é denominado ionização.



Quando se dissolve açúcar em água, ocorre somente a separação de suas moléculas, originando uma solução molecular.



A água quebra as moléculas de HCl , formando uma solução iônica.

Ionização: formação de íons, que ocorre quando se dissolvem algumas substâncias moleculares em água.

Thinkstock/Getty Images



Banco de imagens/
Arquivo da editora

As soluções iônicas permitem a passagem de corrente elétrica e são denominadas soluções eletrolíticas.

Resumindo:



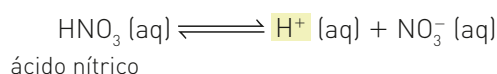
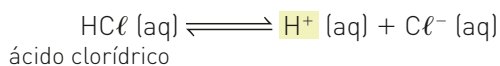
Conceito de ácido, base e sal pela teoria de Arrhenius

Estudos posteriores levaram Arrhenius a identificar os íons presentes nessas soluções; a partir daí, ele elaborou as definições a seguir.

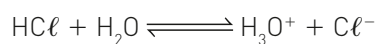
Ácidos: substâncias que originam H^+ como único cátion, quando dissolvidas em água.

Generalizando: $H_xA(aq) \longrightarrow x H^+(aq) + A^{x-}(aq)$

Os ânions originados variam de acordo com o ácido.



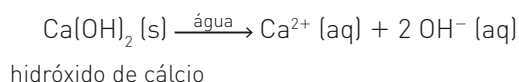
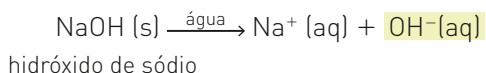
O conceito de Arrhenius também pode ser representado com a participação da água como reagente. Assim, temos:



Bases: substâncias que, ao serem dissolvidas em água, originam OH^- como único tipo de ânion.

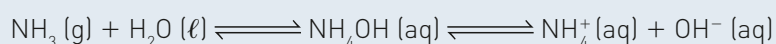
Generalizando: $C(OH)_x \xrightarrow{\text{água}} C^{x+}(aq) + x OH^-(aq)$

Os cátions originados variam de uma base para outra.



As bases (ou hidróxidos) dos metais são compostos iônicos e, quando solúveis em água, se dissociam.

O hidróxido de amônio (NH_4OH), que não é um hidróxido de metal, resulta da ionização em água da amônia (NH_3), que é um composto molecular.

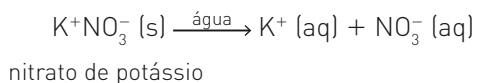
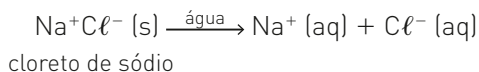


Sal: toda substância que, ao ser dissolvida em água, origina pelo menos um cátion diferente do H^+ e pelo menos um ânion diferente do OH^- .



O hidróxido de sódio ($NaOH$), uma substância muito importante em vários tipos de manufatura, é obtido industrialmente pela eletrólise (pela passagem de corrente elétrica) do cloreto de sódio ($NaCl$), extraído do mar ou de minas de sal-gema.

Veja os exemplos:



Assim como as bases, os sais também são compostos formados por um aglomerado de íons, e a água provoca, simplesmente, a separação desses íons, ou seja, a dissociação iônica.

Condutividade elétrica

Substâncias iônicas e moleculares apresentam condutividade elétrica quando originam íons livres em solução aquosa, seja por ionização, seja por dissociação iônica.

A função da água na dissociação iônica consiste na separação dos íons já existentes no aglomerado iônico (retículo cristalino). No fenômeno de ionização, a água atua como reagente, sendo a sua presença o fator determinante para a formação de íons.

Em Química orgânica existem compostos moleculares como os fenóis e as aminas, que podem se ionizar em água, originando soluções eletrolíticas.

O quadro abaixo indica, resumidamente, a capacidade de conduzir corrente elétrica dessas substâncias.

Características dos compostos		Condutividade elétrica			
		Estado físico			Solução aquosa
		Sólido	Líquido	Gasoso	
iônicos		não	sim	não	sim
moleculares	ácidos e amônia (NH ₃)	não	não	não	sim
	demaís	não	não	não	não

Exercícios resolvidos

1. Quais dos compostos a seguir são iônicos?

- a) C₂H₆O
- b) H₂S
- c) Na₂S
- d) NH₃
- e) NaOH
- f) CaCl₂

Solução

Como regra geral, os compostos iônicos devem apresentar pelo menos um metal na sua constituição. Assim, são iônicos o Na₂S, o NaOH e o CaCl₂.

2. Dentre os compostos mencionados no exercício anterior, quais sofrem dissociação iônica e quais sofrem ionização em solução aquosa?

Solução

Sabendo que, em meio aquoso, a dissociação iônica ocorre com compostos iônicos e a ionização ocorre com compostos moleculares, como os ácidos e a amônia (NH₃), podemos concluir que:

- sofrem dissociação iônica: Na₂S, NaOH, CaCl₂;
- sofrem ionização: H₂S e NH₃.

Fundamentando seus conhecimentos

A respeito dos sistemas a seguir, responda às questões 1 a 4.



1. Qual(is) sistema(s) apresenta(m) uma substância pura?
2. Qual dos sistemas contém a solução com maior quantidade (maior concentração) de substâncias dissolvidas?
3. Se todos os sistemas forem aquecidos até total evaporação da água, em qual deles encontraremos maior quantidade de resíduos sólidos?
4. Dispondo da aparelhagem ilustrada na seção *Atividade prática* da página 359, se testarmos a condutibilidade elétrica dos sistemas I e II, notaremos que em nenhum deles a lâmpada acende. Um dos sistemas contém uma substância pura e o outro, uma solução iônica. Nesse último, embora existam íons, a quantidade (concentração) é muito pequena para que a lâmpada acenda utilizando a aparelhagem mencionada. Faça uma previsão do que acontecerá se você testar os sistemas III e IV com o mesmo equipamento.

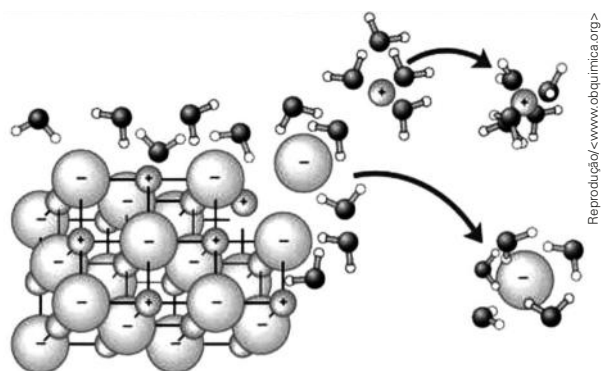
Sua casa é um depósito de produtos químicos. Veja, no quadro a seguir, alguns deles.

Produto	Um dos componentes	Fórmula
sal de cozinha	cloreto de sódio	NaCl
açúcar	sacarose	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
refrigerante	ácido carbônico	H_2CO_3
suco de laranja	ácido cítrico	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$
limpa-forno	hidróxido de sódio	NaOH
fermento em pó químico	bicarbonato de sódio	NaHCO_3
álcool hidratado	etanol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

A respeito das substâncias desse quadro, responda às questões 5 a 7.

5. Indique as substâncias iônicas e as moleculares.
6. Quais substâncias, se adicionadas à água em quantidade apropriada, irão originar soluções eletrolíticas?
7. O soro caseiro é uma solução composta de água, sal de cozinha e açúcar. Essa solução é eletrolítica? Justifique.
8. Faça a associação:
 - a) Conduz corrente elétrica.
 - I. solução eletrolítica
 - b) Não conduz corrente elétrica.
 - II. solução não eletrolítica
 - III. solução iônica
 - IV. solução molecular

9. [Olimpíada Brasileira de Química]
Analisar a imagem mostrada abaixo.



<http://bioquimicaufal.blogspot.com.br/>

Ela ilustra o início da dissolução de

- a) vinagre em água.
 - b) açúcar em etanol.
 - ☒ c) um sal na água.
 - d) uma moeda em um ácido.
10. Identifique as afirmações verdadeiras:
- a) Em uma solução iônica, o composto dissolvido é sempre iônico.

- ☒ b) Em uma solução iônica, o composto dissolvido pode ser iônico ou molecular.
- ☒ c) Em uma solução molecular, o composto dissolvido é sempre molecular.
- d) Em uma solução molecular, o composto dissolvido pode ser molecular ou iônico.

11. [Olimpíada Brasileira de Química]
Analisar a tirinha abaixo.



DIEGO MARYO 2012

Adaptado de: <http://diegomaryo.cdz.com.br/fanzine-sigma-pi-tirinha-de-diego-maryo/>

Espera-se que na segunda situação a lâmpada fique com o brilho

- a) bem mais forte.
- b) mais forte.
- c) igual.
- ☒ d) mais fraco.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. O nitrato de potássio (KNO_3) é um sal que pode ser utilizado na fabricação de pólvora, como fertilizante do solo e também pela indústria de alimentos de carnes para evitar a proliferação de bactérias que podem causar danos aos seres humanos.



Eduardo Santalucia/Arquivo da editora

A seu respeito, responda aos itens seguintes.

- a) O KNO_3 é um composto iônico ou molecular? Justifique sua resposta.
 - b) Em qual condição ele conduz corrente elétrica: sólido, fundido (líquido) ou em solução aquosa?
 - c) Sua solução aquosa é classificada em eletrolítica ou não eletrolítica?
2. No Brasil, o álcool etílico ou etanol é produzido a partir da cana-de-açúcar. Sua fórmula pode ser

representada por $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Classifique as afirmações a seguir como verdadeiras ou falsas.

- I. O etanol é um composto molecular.
- II. À temperatura ambiente, o etanol é um gás.
- III. Na mistura etanol e água, conhecida por álcool hidratado, não existem íons, o que a torna uma solução não eletrolítica.
- IV. Quando dissolvidas em água, as moléculas do etanol sofrem dissociação iônica.
- V. De acordo com a teoria de Arrhenius, o etanol é considerado um ácido porque em solução aquosa origina íons H^+ (aq).

3. (UFJF-MG) O cientista Svante August Arrhenius estudou o efeito de passagem de corrente elétrica na migração de espécies eletricamente carregadas. Assinale a alternativa que descreve a situação na qual ocorre condução de corrente elétrica.
- a) Substância iônica no estado sólido.
 - b) Substância molecular não ionizada em solução.
 - ☒ c) Substância iônica em solução.
 - d) Substância molecular no estado gasoso.
 - e) Substância molecular em estado sólido.

4. (Anhembi Morumbi-SP)

Minduim Charles M. Schulz



Reprodução/Universidade Anhembi Morumbi, 2017.

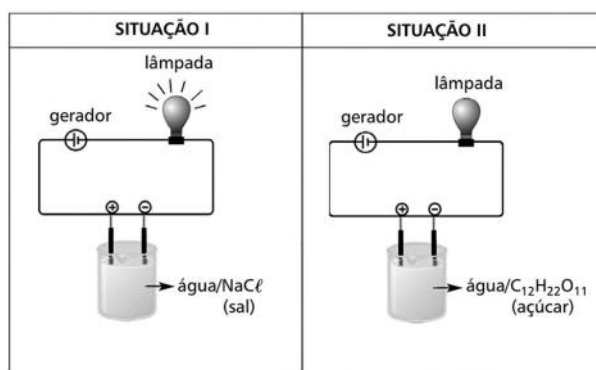
O termo “eletrolítica” utilizado pelo personagem da tira indica que a solução possui:

- a) nutrientes.
- b) aminoácidos.
- c) glicose.
- ☒ d) íons.
- e) carboidratos.

5. (Cesgranrio-RJ) O ácido clorídrico puro (HCl) é um composto que conduz muito mal eletricidade. A água pura (H_2O) é um composto que também conduz muito mal a eletricidade; no entanto ao dissolvermos o ácido na água, formamos uma solução que conduz muito bem eletricidade, o que se deve à:

- a) Dissociação da água em H^+ e OH^- .
- ☒ b) Ionização do HCl formando H_3O^+ e Cl^- .
- c) Transferência de elétrons da água para o HCl .
- d) Transferência de elétrons do HCl para a água.
- e) Reação de neutralização do H^+ com o Cl^- .

6. (Cefet-MG) Considere o esquema a seguir:

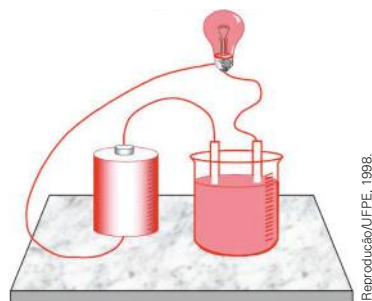


Reprodução/Cefet-MG, 2013.

Em relação às situações apresentadas, afirma-se corretamente que em:

- a) I a lâmpada está acesa, devido à capacidade de condução de calor.
- b) II a lâmpada está apagada, porque o açúcar é insolúvel na água.
- c) II a lâmpada está apagada, pois o açúcar é uma substância composta.
- ☒ d) I a lâmpada está acesa, devido à movimentação de íons presente na solução.

7. (UFPE) Considere a figura a seguir:



Reprodução/UFPE, 1998.

E as seguintes possibilidades para os líquidos presentes no interior do copo:

- I. H_2O
- II. H_2O + glicose
- III. H_2O + sal de cozinha

Qual das alternativas melhor descreve a condição da lâmpada?

- a) Acesa em II e apagada nas demais.
- b) Apagada em I e acesa nas demais.
- ☒ c) Apagada em I e II.
- d) Acesa em I, II e III.
- e) Acesa em I e apagada nas demais.

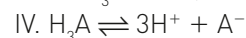
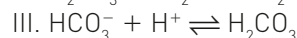
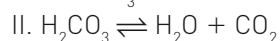
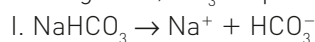
Observe as ilustrações a seguir, que representam atividades que só devem ser realizadas em laboratório, com equipamentos de proteção individual e por pessoas treinadas e habilitadas. Em seguida, responda às questões 8 a 16.



Luis Moura/Arquivo da editora

8. A fórmula do hidróxido de sódio (NaOH), conhecido também por soda cáustica, permite concluir que ele é um composto iônico ou molecular? Justifique sua resposta.
9. Por que o NaOH sólido não conduz corrente elétrica?
10. Quando o NaOH (s), que é uma base solúvel, é dissolvido em água, ocorre dissociação iônica, ionização ou nenhum desses processos?
11. Crie uma explicação para justificar a condução de corrente elétrica por uma solução aquosa NaOH.
12. A solução aquosa de NaOH é classificada como eletrolítica ou não eletrolítica?
13. O gás clorídrico (HCl) é um composto molecular ou iônico?
14. Esse composto conduzirá corrente elétrica quando for liquefeito por aumento de pressão e diminuição de temperatura?
15. Crie uma explicação para justificar a condução de corrente elétrica por uma solução aquosa de HCl.
16. Qual é a diferença entre os fenômenos da ionização e da dissociação iônica?
17. (Enem) As misturas efervescentes, em pó ou em comprimidos, são comuns para a administração

de vitamina C ou de medicamentos para azia. Essa forma farmacêutica sólida foi desenvolvida para facilitar o transporte, aumentar a estabilidade de substâncias e, quando em solução, acelerar a absorção do fármaco pelo organismo. As matérias-primas que atuam na efervescência são, em geral, o ácido tartárico ou o ácido cítrico que reagem com um sal de caráter básico, como o bicarbonato de sódio (NaHCO₃), quando em contato com a água. A partir do contato da mistura efervescente com a água, ocorre uma série de reações químicas simultâneas: liberação de íons, formação de ácido e liberação do gás carbônico — gerando a efervescência. As equações a seguir representam as etapas da reação da mistura efervescente na água, em que foram omitidos os estados de agregação dos reagentes, e H₃A representa o ácido cítrico.

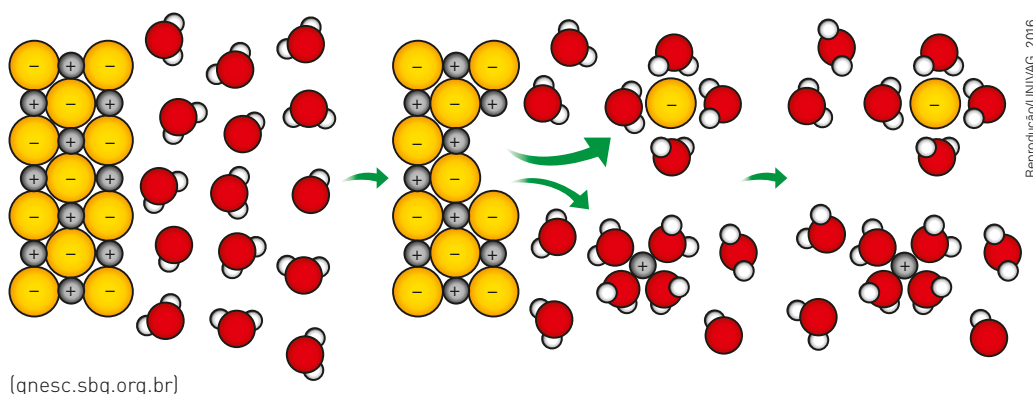


A ionização, a dissociação iônica, a formação do ácido e a liberação do gás ocorrem, respectivamente, nas seguintes etapas:

- X a) IV, I, II e III. c) IV, III, I e II. e) IV, I, III e II.
 b) I, IV, III e II. d) I, IV, II e III.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Univag-MT) A figura mostra um processo que ocorre quando determinados compostos são colocados em água tornando a solução condutora de eletricidade.



Assinale a alternativa que indica corretamente o nome do processo representado pela figura e o nome da ligação formada entre as moléculas de água e as partículas dissolvidas.

- a) Dissociação molecular – ligação de hidrogênio
 X b) Dissociação iônica – ligação íon-dipolo
 c) Dissociação iônica – ligação iônica
 d) Ionização – ligação de hidrogênio
 e) Diluição – ligação íon-dipolo

2. (PUC-RS) Analise o texto a seguir.

Durante o verão, verificam-se habitualmente tempestades em muitas regiões do Brasil. São chuvas intensas e de curta duração, acompanhadas muitas vezes de raios. No litoral, essas tempestades constituem um risco para os banhistas, pois a água salgada é eletricamente condutora. Isso se explica pelo fato de a água salgada conter grande quantidade de _____, como Na^+ e Cl^- livres para transportar carga elétrica no meio. Uma maneira de liberar essas partículas é dissolver sal de cozinha em um copo de água. Nesse processo, os _____ existentes no sal sofrem _____.

As expressões que completam corretamente o texto são, respectivamente:

- a) átomos – cátions e ânions – ionização
 - b) átomos – átomos e moléculas – dissociação
 - c) íons – elétrons livres – hidrólise
 - ☒ d) íons – cátions e ânions – dissociação
 - e) moléculas – átomos e moléculas – ionização
3. (Unicamp-SP) À temperatura ambiente, o cloreto de sódio (NaCl) é sólido e o cloreto de hidrogênio (HCl) é um gás. Essas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.
- a) Por que, no estado líquido, o NaCl é um bom condutor de eletricidade, enquanto no estado sólido não é?
 - b) Por que, no estado líquido, o HCl é um mau condutor de eletricidade?
 - c) Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?
4. (UFMG) Observe a figura. Ela representa um circuito elétrico.



O béquer contém água pura, à qual se adiciona uma das seguintes substâncias:

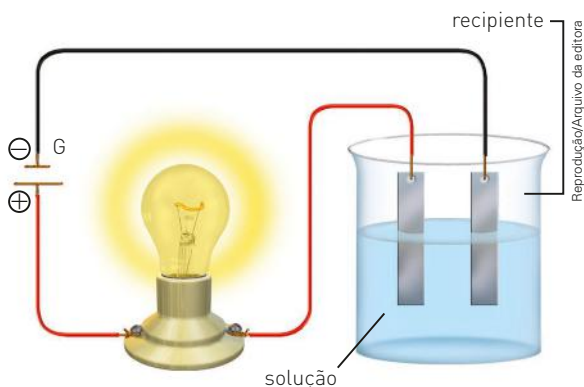
KOH (s), C_6H_6 (l), HCl (g), Fe (s), NaCl (s)

Após essa adição, a lâmpada pode ou não acender. Indique quantas dessas substâncias fariam a lâmpada acender.

- a) 5
- b) 4
- ☒ c) 3
- d) 2
- e) 1

5. (Uerj) A experiência a seguir é largamente utilizada para diferenciar soluções eletrolíticas de soluções não eletrolíticas.

O teste está baseado na condutividade elétrica e tem como consequência o acendimento da lâmpada.



A lâmpada acenderá quando, no recipiente, estiver presente a seguinte solução:

- a) O_2 (l).
- b) H_2O (l).
- ☒ c) HCl (aq).
- d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (aq).

6. (Ufscar-SP) Sal de cozinha (cloreto de sódio) e açúcar (sacarose) são sólidos brancos solúveis em água. Suas soluções aquosas apresentam comportamentos completamente diferentes quanto à condução de corrente elétrica. É correto afirmar que:

- a) o cloreto de sódio é um composto iônico e sua solução aquosa conduz corrente elétrica devido à presença de moléculas de NaCl . A sacarose é um composto covalente e sua solução aquosa tem viscosidade muito alta, diminuindo a condutividade da água.
- b) uma substância como o cloreto de sódio, que em solução aquosa forma íons, é chamada de ele-

trólito. A solução de sacarose conduz corrente elétrica devido à formação de ligações de hidrogênio entre as moléculas de sacarose e água.

- x c)** o cloreto de sódio é um composto iônico e suas soluções aquosas conduzem corrente elétrica devido à presença de íons livres. A sacarose é um composto constituído de moléculas, e suas soluções aquosas não conduzem corrente elétrica, pois as moléculas neutras de sacarose não contribuem para o transporte de cargas.
- d)** a dissolução de sacarose em água leva à quebra das moléculas de sacarose em glicose e frutose e estas moléculas conduzem corrente elétrica. A solução de sal, por sua vez, apresenta condutividade menor que a da água destilada.
- e)** soluções aquosas de sacarose ou de cloreto de sódio apresentam condutividade elétrica maior do que aquela apresentada pela água pura, pois há formação de soluções eletrolíticas. Os íons formados são os responsáveis pelo transporte de cargas em ambos os casos.

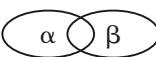
7. [FGV-SP] Alguns compostos, quando solubilizados em água, geram uma solução aquosa que conduz eletricidade. Dos compostos abaixo,

- I. Na_2SO_4 — sulfato de sódio
- II. O_2 — gás oxigênio
- III. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ — sacarose
- IV. KNO_3 — nitrato de potássio
- V. CH_3COOH — ácido acético
- VI. NaCl — cloreto de sódio

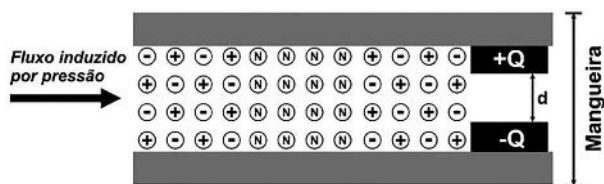
forma(m) solução aquosa que conduz eletricidade:

- a)** apenas I, IV e VI.
- x b)** apenas I, IV, V e VI.
- c)** todos.
- d)** apenas I e VI.
- e)** apenas VI.

8. [ITA-SP] Sobre as relações existentes entre os conjuntos α (correspondente ao conceito de dissolução em meio aquoso) e β (correspondente ao conceito de dissociação em meio aquoso), assinale a alternativa correta:

- x a)** 
- b)** 
- c)** 
- d)** 
- e)** 

9. [UFG-GO] Duas placas condutoras (representadas por $+Q$ e $-Q$), espaçadas por uma distância d , foram colocadas no interior de uma mangueira, conforme visualizado no esquema abaixo. Ao se aplicar uma diferença de potencial entre as placas é gerado um campo elétrico.



Quando uma solução é introduzida na mangueira sob um fluxo constante (induzido por pressão), o sistema capacitivo, formado pelas placas condutoras, permite o monitoramento das espécies químicas presentes. Esse monitoramento é realizado por meio da variação da corrente elétrica, que é proporcional à condutividade do meio. Com base nestas informações, explique o que ocorre com a intensidade da corrente elétrica quando uma solução iônica e uma solução molecular são introduzidas sequencialmente no sistema esquematizado acima.

EXPLORE SEU MUNDO

Água mineral

Observe o rótulo de uma garrafa de água mineral e responda:

- a)** Quais elementos originam cátions?
- b)** A solução é eletricamente neutra? Justifique.
- c)** A solução é eletrolítica? Justifique.



Atividade prática

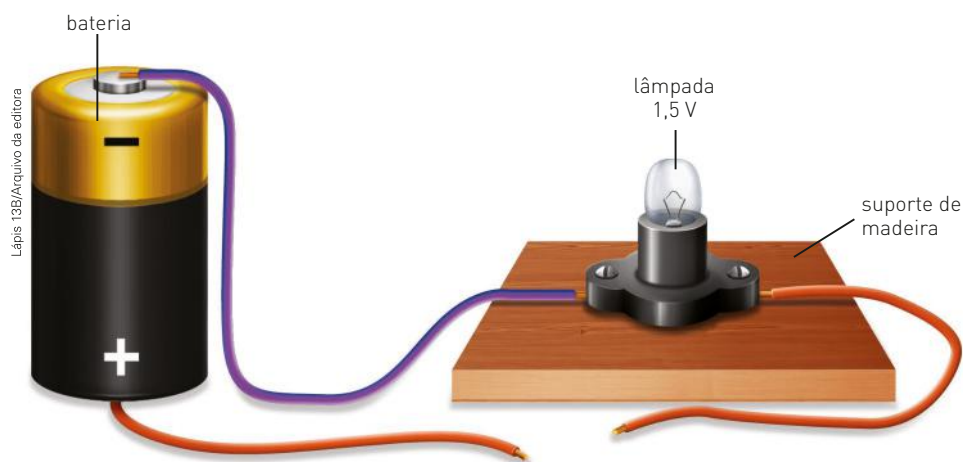
Verificando a condutibilidade elétrica

Material

- Pilha
- Lâmpada de lanterna
- Fios
- Copo

Procedimento

Construa um equipamento que permita verificar a condutibilidade elétrica em meio aquoso, de acordo com o esquema a seguir.



1. Prepare as soluções aquosas a seguir e teste a condutibilidade elétrica de cada uma delas:

- a) salmoura;
- b) água de torneira;
- c) água com açúcar;
- d) vinagre;
- e) antiácido estomacal efervescente;
- f) café sem açúcar;
- g) café com açúcar;
- h) suco de laranja;
- i) água com álcool.

Depois, introduza os dois eletrodos (pontas dos fios de cobre desencapados) em um recipiente com a solução a ser testada.

Use sua criatividade e teste outras soluções aquosas.

2. A seguir, prepare duas soluções aquosas de vinagre:

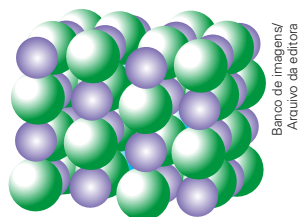
- 1ª solução: $\frac{1}{2}$ copo de água e 1 colher de sopa de vinagre;
- 2ª solução: $\frac{1}{2}$ copo de água e 2 colheres de sopa de vinagre.

Teste a condutibilidade de cada uma. O que você observou?

3. As diferenças na intensidade do brilho da lâmpada podem ser explicadas relacionando-as à concentração de íons na solução. Estabeleça essa relação.

O mecanismo da solvatação

Observe a ilustração:



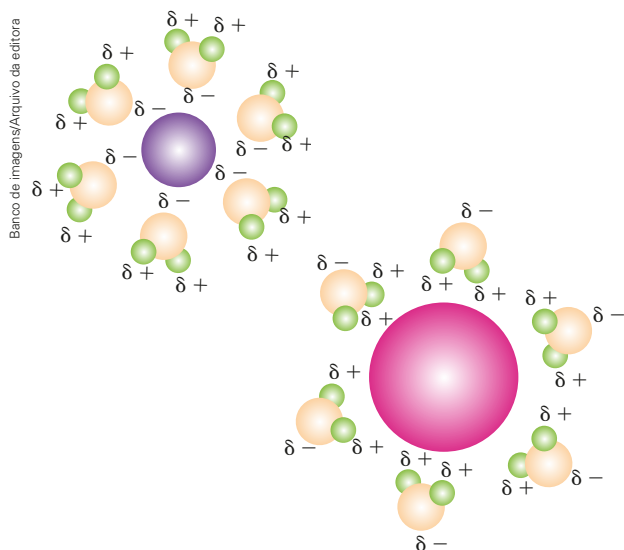
No estado sólido, os íons estão unidos entre si, originando um retículo cristalino iônico. Sem mobilidade, portanto, eles não têm condutibilidade elétrica.

Quando esse cristal é adicionado à água, pode originar uma solução — para que isso aconteça, deve ocorrer a destruição do retículo cristalino. Nesse processo, as moléculas do solvente interagem com os íons presentes no retículo, envolvendo-os e dispersando-os. Tal solução apresenta condutibilidade elétrica.

Esse processo depende da intensidade das interações dos íons do soluto e das moléculas do solvente. Quanto mais intensa a interação entre os íons que formam o soluto, maior a energia necessária para destruir o retículo cristalino. Essa energia é chamada de energia reticular.

De acordo com o texto, responda às questões **1 a 6**:

- Qual ou quais dos compostos KF, NO, CO, CaO e NaCl podem ter seu processo de dissociação semelhante ao representado pelo esquema abaixo? Justifique sua resposta. Consulte a tabela periódica se achar necessário.



- Nas esferas representadas na questão anterior, associe as cores roxa e rosa ao cátion e ao ânion.
- Diferentes tipos de interações entre as espécies químicas exigem diferentes quantidades de energia para que essas espécies sejam separadas. Associe corretamente o tipo de interação com as espécies que interagem e a energia típica, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Tipo de interação	Espécies que interagem	Energia típica ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
A. Íon-íon	a. Moléculas com átomo de H ligado a F, O ou N e moléculas contendo F, O ou N.	I. Entre 0,3 e 2
B. Íon-dipolo	b. Íons-moléculas polares	II. 15
C. Dipolo-dipolo	c. Íons-íons	III. 20
D. Ligação de hidrogênio	d. Moléculas polares-moléculas polares	IV. 250

- Por que o cloreto de sódio, em seu estado sólido, não conduz corrente elétrica?
- Represente a dissociação iônica das substâncias em solução aquosa CaBr_2 , HCl , KI , HCN e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ quando ocorrerem.
- O ácido fosfórico (H_3PO_4), o sulfeto de hidrogênio (H_2S), o iodeto de cálcio (CaI_2) e o cloreto de lítio (LiCl) são substâncias que, quando dissolvidas em água, originam soluções iônicas. Quais dessas substâncias sofrem ionização? Justifique sua resposta.

Ácidos

Uma das características comuns aos ácidos é seu gosto azedo, presente em muitas substâncias usadas no nosso cotidiano: vinagre, sucos de limão e de laranja, uva, maçã, etc.

Existem várias maneiras de classificar uma substância como ácido. Na prática, ele pode ser identificado por meio das substâncias que mudam de cor em sua presença: os indicadores, dos quais trataremos mais adiante.

As referências ao gosto das substâncias (azedo, amargo, etc.), nesta unidade, baseiam-se na experiência cotidiana com os alimentos. Provar substâncias desconhecidas é extremamente perigoso! Siga sempre as orientações do(a) professor(a).



// A adição de vinagre ou limão na preparação de saladas aumenta a secreção salivar, o que facilita a ingestão.

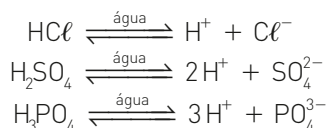
g-stockstudio/Shutterstock

Definição

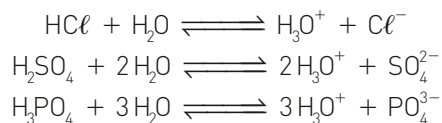
Como vimos, Arrhenius assim definiu ácido:

Toda substância que, em solução aquosa, origina como único cátion o H^+ (H_3O^+).

Exemplos:



ou

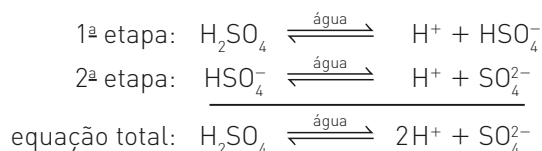


Como a característica dos ácidos é a presença do cátion H^+ , e o que varia, de um ácido para outro, é o ânion, podemos representá-lo genericamente assim:



Então, a fórmula molecular de um ácido sempre apresentará como primeiro símbolo o H, em que x é um número inteiro maior ou igual a 1.

Assim, em soluções aquosas, os ácidos podem liberar um ou mais íons H^+ para cada molécula de ácido ionizado, e cada íon H^+ liberado corresponde a uma etapa de ionização. Veja, por exemplo, a ionização do H_2SO_4 :



Na página anterior, você leu sobre o gosto azedo dos ácidos. Embora usados como sinônimos, “gosto” é diferente de “sabor”.

Os gostos referem-se ao sentido da gustação e são classificados principalmente em doce, salgado, azedo, amargo e umami (reconhecido pela comunidade científica desde o ano 2000).

Já os sabores referem-se ao paladar e resultam da combinação de dois sentidos: a gustação e o olfato. Se estivermos resfriados (com o “nariz entupido”), identificamos o gosto azedo do vinagre e do limão, mas dificilmente diferenciamos o sabor de cada um deles.

Para saber mais, visite o site: <<https://gauchazh.clicrbs.com.br/geral/noticia/2013/01/entenda-quais-as-diferencas-entre-gosto-e-sabor-dos-alimentos-4026824.html>>. Acesso em: 17 nov. 2017.

Nomenclatura e classificação

Para efeito de nomenclatura, os ácidos são divididos em dois grupos:

1. Hidrácidos: ácidos sem oxigênio na composição.

Seus nomes são dados da seguinte maneira:

ácido (*nome do elemento*) + ídrico

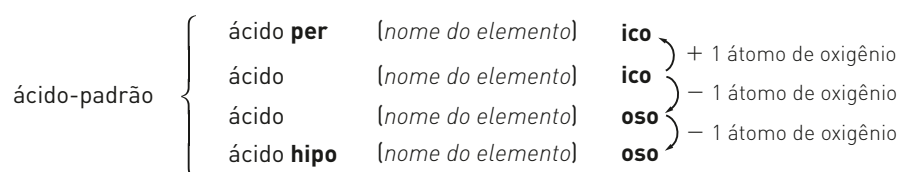
HF — ácido fluor ídrico	HBr — ácido brom ídrico	H_2S — ácido sulf ídrico
HCl — ácido clor ídrico	HI — ácido iod ídrico	HCN — ácido cian ídrico

2. Oxiácidos: ácidos com oxigênio na composição.

Uma das maneiras mais simples de dar nome a esses ácidos é a partir do nome e da fórmula dos ácidos-padrão de cada família.

17 (Cl, Br, I)	16 (S, Se)	15 (N, P, As)	14 (C)
$HClO_3$ ácido clor íco	H_2SO_4 ácido sulfú rico	HNO_3 ácido nítr ico	H_3PO_4 ácido fosfó rico
			H_2CO_3 ácido carbôn ico

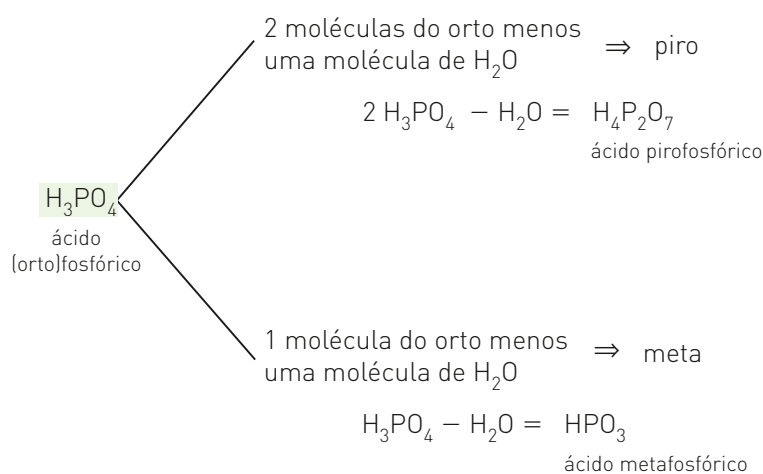
A partir dessas fórmulas e de acordo com a variação do número de átomos de oxigênio na composição, determinam-se a fórmula e o nome de outros ácidos, com o uso de prefixos e sufixos. Observe:



Veja um exemplo de como aplicar essa nomenclatura.

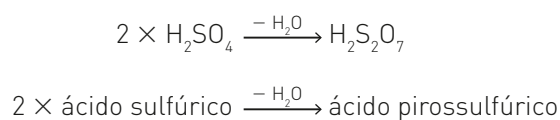
Família 17	Família 16	Família 15	
HClO_4 ácido perclórico			
HClO_3 ácido clórico	H_2SO_4 ácido sulfúrico	HNO_3 ácido nítrico	H_3PO_4 ácido fosfórico
HClO_2 ácido cloroso	H_2SO_3 ácido sulfuroso	HNO_2 ácido nitroso	H_3PO_3 ácido fosforoso
HClO ácido hipocloroso			H_3PO_2 ácido hipofosforoso

Alguns ácidos de um mesmo elemento têm os prefixos de seus nomes atribuídos de acordo com seu grau de hidratação.

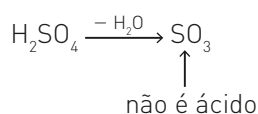


Grau de hidratação: orto > piro > meta.

No caso do H_2SO_4 , só podemos obter o ácido pirossulfúrico:



Se retirarmos 1 molécula de água de 1 molécula de H_2SO_4 , o composto obtido não é um ácido, logo não existe o ácido metassulfúrico.



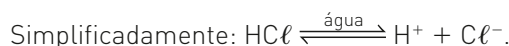
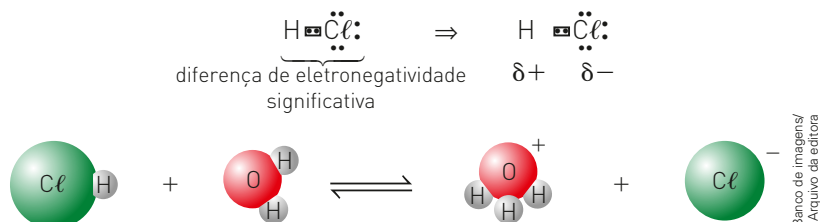
Tanto os hidrácidos como os oxiácidos podem ser classificados segundo dois critérios: número de hidrogênios ionizáveis e grau de ionização.

Número de hidrogênios ionizáveis

São ionizáveis todos os hidrogênios que estiverem ligados a outro átomo, ou grupo de átomos, cuja eletronegatividade seja significativamente maior que a sua.

Essa diferença de eletronegatividade acarreta a formação de um polo positivo no hidrogênio.

Esse polo positivo (H) é fortemente atraído pelo polo negativo da água (O). Essa atração é tão intensa que a água consegue separar os hidrogênios das moléculas do ácido, originando o cátion. Veja, como exemplo, o ácido HCl.



De acordo com o número de íons H^+ (ou H_3O^+) liberados por molécula ionizada, os ácidos podem ser assim classificados:

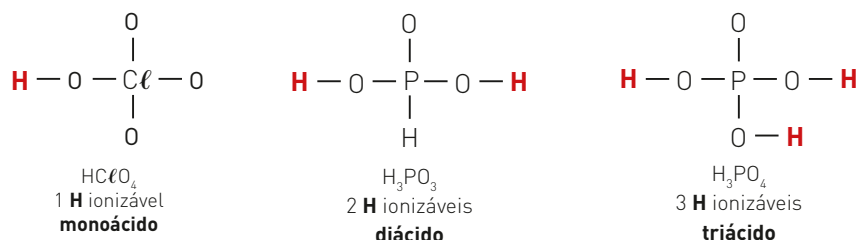
	Monoácidos	Diácidos	Triácidos	Tetrácidos
Nº de H^+ por molécula ionizada	1 H^+	2 H^+	3 H^+	4 H^+

Para saber, com certeza, o número de hidrogênios ionizáveis em um ácido, é fundamental conhecer sua fórmula estrutural. Veja, a seguir, algumas dessas fórmulas com as respectivas classificações dos ácidos.

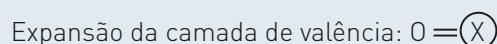
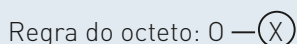
- Nos hidrácidos, todos os hidrogênios presentes nas moléculas são ionizáveis.



- Nos oxiácidos, são ionizáveis somente os hidrogênios ligados a átomos de oxigênio (O).



Existe outro modelo para a representação das fórmulas estruturais dos ácidos oxigenados. De acordo com esse modelo, chamado **teoria da expansão da camada de valência**, admite-se que os átomos dos elementos químicos situados a partir do terceiro período da tabela periódica apresentam um número de elétrons maior que 8 na camada de valência. Nas fórmulas em que um átomo de oxigênio aparece ligado a elementos como o P e o S, a ligação simples é substituída por uma dupla:



Grau de ionização

Grau de ionização de um ácido (α) é a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas.

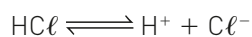
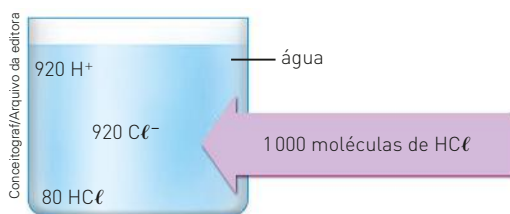
$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas}}$$

Quanto maior o grau de ionização, maior a condutibilidade elétrica, pois a condutibilidade é proporcional à concentração de íons presentes na solução. Embora todos os ácidos sofram ionização em meio aquoso, eles não o fazem na mesma escala.

Para comparar os graus de ionização de diferentes ácidos, devem-se utilizar soluções com o mesmo número de moléculas de cada um dos ácidos para um mesmo volume de solução, à mesma temperatura.

Veja dois exemplos:

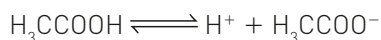
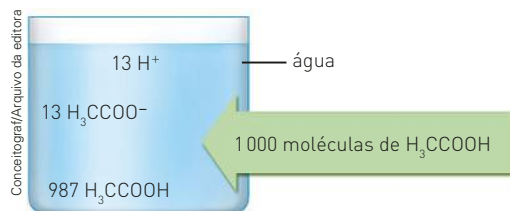
1. Experimentalmente verifica-se que de cada 1 000 moléculas de HCl dissolvidas, 920 sofrem ionização:



$$\alpha = \frac{920}{1000} = 0,92$$

$$\alpha = 92\%$$

2. Verifica-se experimentalmente que de cada 1 000 moléculas de ácido acético (H_3CCOOH) dissolvidas, apenas 13 sofrem ionização.



$$\alpha = \frac{13}{1000} = 0,013$$

$$\alpha = 1,3\%$$

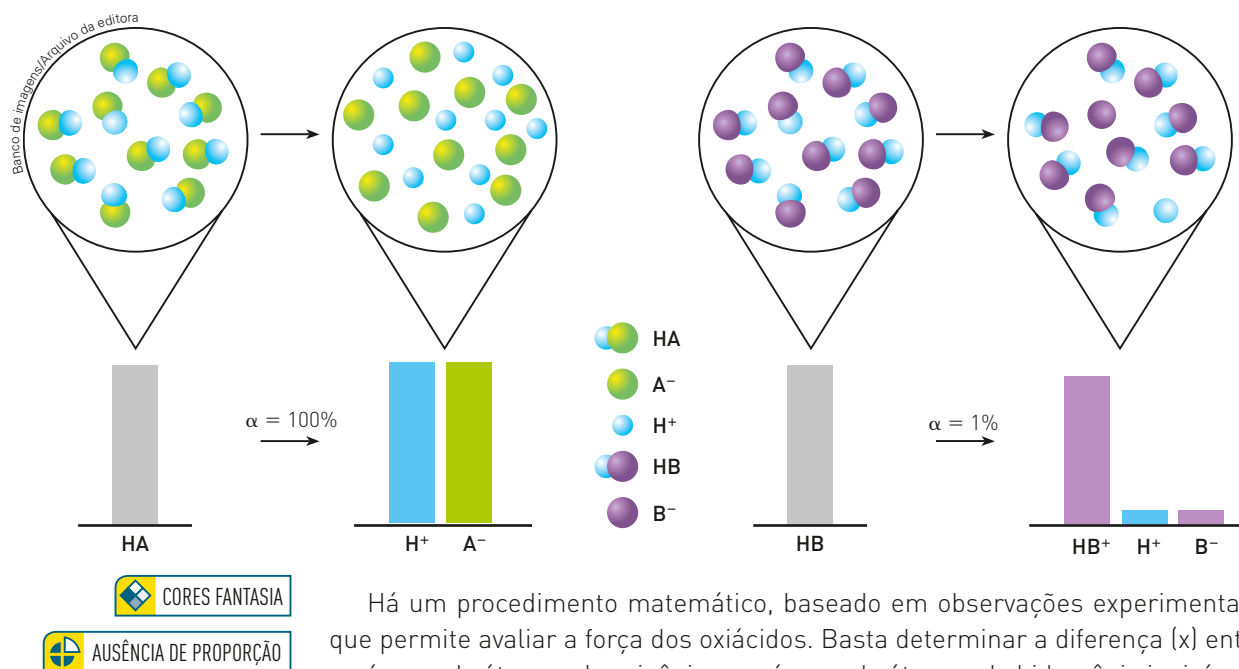
Conhecendo o grau de ionização dos ácidos, podemos classificá-los em:

Fortes	Semifortes ou moderados	Fracos
$\alpha \geq 50\%$	$5\% < \alpha < 50\%$	$\alpha \leq 5\%$

Os hidrácidos mais conhecidos são assim classificados:

Fortes	Semifortes ou moderados	Fracos
HCl , HBr , HI	HF	H_2S , HCN

O grau de ionização de um ácido e, portanto, sua classificação são obtidos experimentalmente. No entanto, existem tabelas que apresentam o grau de ionização de muitos ácidos.



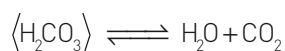
Há um procedimento matemático, baseado em observações experimentais, que permite avaliar a força dos oxiácidos. Basta determinar a diferença (x) entre o número de átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio ionizáveis.

$$x = n^{\circ} \text{ de átomos de O} - n^{\circ} \text{ de átomos de H ionizáveis}$$

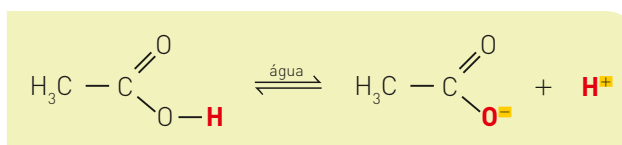
	Fortes	Semifortes ou moderados	Fracos
Valor de x	3 ou 2	1	0
Exemplos	HBrO ₄ H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄ HNO ₂	HClO H ₄ SiO ₄

Observações:

- O ácido carbônico (H₂CO₃), por ser um ácido instável, decompõe-se mais facilmente do que se ioniza, apresentando um pequeno grau de ionização. Assim, é considerado um ácido fraco, não seguindo a regra apresentada.



- O ácido acético (H₃CCOOH) pode ser obtido a partir do álcool comum, o que acontece, por exemplo, quando o vinho azeda. Esse ácido é o principal componente do vinagre (do latim: *uino* = "vinho" e *acre* = "azedo") e será estudado com detalhes em Química Orgânica. Veja sua fórmula estrutural e sua ionização:

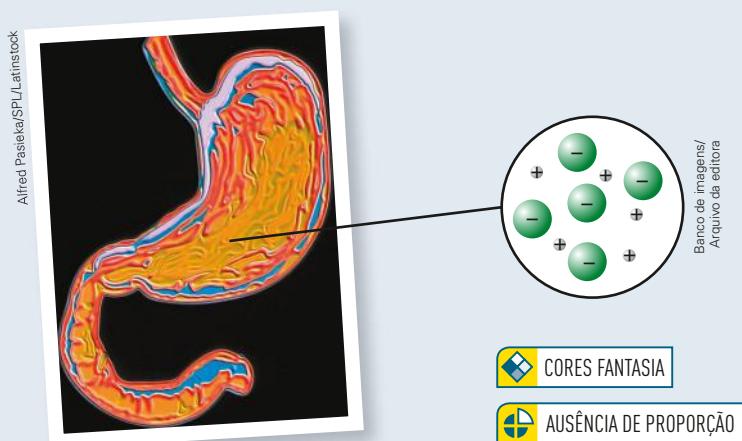


Como seu grau de ionização é 1,3%, ele é considerado um ácido fraco.

- De maneira geral, todos os ácidos orgânicos são fracos.

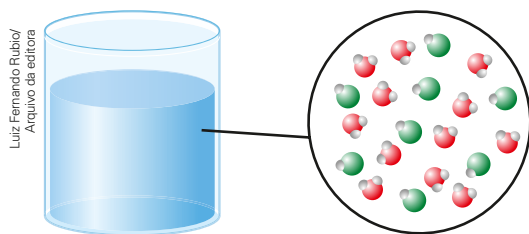
Soluções concentradas de ácido clorídrico (HCl) são corrosivas e podem causar queimaduras graves. Seu vapor é extremamente irritante para a pele, os olhos e o sistema respiratório. Se ocorrer contato com o ácido, a área afetada deve ser enxaguada com água por 5 minutos; se o contato for com os olhos, deve-se procurar socorro médico concomitante ao enxague.

O suco gástrico, produzido no estômago, é composto principalmente de ácido clorídrico e enzimas chamadas pepsinas. Em condições normais, a acidez do HCl não causa danos à parede interna do órgão. Pesquise na internet e em livros de Biologia para saber como isso é possível. Pesquise também que fatores concorrem para que esse equilíbrio seja quebrado. Compartilhe com seus colegas o que descobriu.



Fundamentando seus conhecimentos

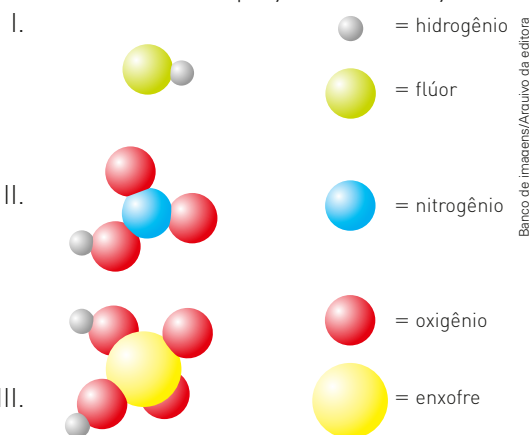
1. A ilustração abaixo mostra moléculas de HCl dissolvidas em água.



Observe-a e indique o que está **incorreto**. Justifique.

2. Escreva em seu caderno as fórmulas dos seguintes ácidos:
- perclórico; clórico; cloroso; hipocloroso.
 - perbromico; bromico; bromoso; hipobromoso.
 - sulfúrico; sulfuroso.
 - nítrico; nitroso.
 - fosfórico; fosforoso; hipofosforoso.
 - fluorídrico; clorídrico; sulfídrico; cianídrico.

3. Usando a legenda dos elementos na ordem indicada, escreva em seu caderno a fórmula molecular, o nome e as equações de ionização total.



4. Classifique os ácidos do exercício anterior em:
- hidrácidos ou oxiácidos;
 - monoácidos, diácidos, etc.;
 - forte, semiforte ou fraco.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. [Col. Naval-RJ] A chuva ácida é um fenômeno químico resultante do contato entre o vapor de água existente no ar, o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio. O enxofre é liberado, principalmente, por veículos movidos a combustível fóssil; os óxidos de nitrogênio, por fertilizantes. Ambos reagem com o vapor de água, originando, respectivamente, os ácidos sulfuroso, sulfídrico, sulfúrico e nítrico.

Assinale a opção que apresenta, respectivamente, a fórmula desses ácidos.

- ☒ a) H_2SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 .
 b) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S , HNO_2 .
 c) HSO_4 , HS , H_2SO_4 , HNO_3 .
 d) HNO_3 , H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3 .
 e) H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 .
2. Com relação aos oxiácidos, sabe-se que ácidos com sufixo "oso" apresentam um oxigênio a menos que os terminados em "ico". Com base nisso, assinale a alternativa que completa, correta e respectivamente, os espaços em branco na tabela abaixo.

Nome	Fórmula
Ácido nítrico	HNO_3
Ácido nitroso	—
—	H_3PO_4
Ácido fosforoso	H_3PO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
—	H_2SO_3

- a) H_2NO_3 , ácido fosforídrico, ácido sulfuroso.
 b) HNO_2 , ácido fosforídrico, ácido sulfuroso.
 c) H_2NO_3 , ácido fosfórico, ácido sulfídrico.
☒ d) HNO_2 , ácido fosfórico, ácido sulfuroso.
 e) H_2NO_3 , ácido fosfórico, ácido sulfuroso.
3. [Unitins-TO] Ácidos são substâncias químicas que se fazem presentes no nosso dia a dia. Como exemplo, tem-se o ácido sulfúrico que pode ser utilizado na fabricação de fertilizantes; para limpeza de pisos, o ácido clorídrico (muriático) é usado; para bebidas gaseificadas, emprega-se o ácido carbônico, formado pela reação da água com gás carbônico. Esses ácidos podem ser

representados pelas seguintes fórmulas moleculares, respectivamente:

- ☒ a) H_2SO_4 ; HCl ; H_2CO_3 .
 b) H_2S ; HF ; H_2CO .
 c) H_2SO_3 ; HI ; H_2CO_2 .
 d) H_2SO_2 ; HClO_2 ; H_2CO_2 .

4. [Udesc] As seguintes soluções aquosas são ácidos comuns encontrados em laboratórios:

- 1) HClO_2 .
 2) HClO_3 .
 3) HClO .
 4) HClO_4 .

Indique a alternativa que apresenta, respectivamente, os nomes corretos dos ácidos mencionados acima.

- a) Ácido clórico; ácido cloroso; ácido perclórico; ácido hipocloroso.
 b) Ácido hipocloroso; ácido perclórico; ácido cloroso; ácido clórico.
 c) Ácido cloroso; ácido clórico; ácido clorídrico; ácido perclórico.
☒ d) Ácido cloroso; ácido clórico; ácido hipocloroso; ácido perclórico.
 e) Ácido clorídrico; ácido clórico; ácido hipocloroso; ácido perclórico.

5. [Univali-SC] A chuva ácida é um fenômeno químico resultante do contato entre o vapor-d'água existente no ar, o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio. O enxofre é liberado, principalmente, por indústrias de veículos e usinas termoeletricas movidas a carvão e a óleo; os óxidos de nitrogênio, por automóveis e fertilizantes. Ambos reagem com o vapor-d'água, originando, respectivamente, os ácidos sulfuroso, sulfídrico e sulfúrico, e o ácido nítrico. Esses elementos se precipitam, então, na forma de chuva, neve, orvalho ou geada, na chamada chuva ácida.

Dentre os efeitos da chuva ácida estão a corrosão de equipamentos e a degradação das plantas, solos e lagos. O contato com os ácidos é prejudicial, podendo causar, por exemplo, doenças respiratórias. As fórmulas dos ácidos citados no texto acima, respectivamente, são:

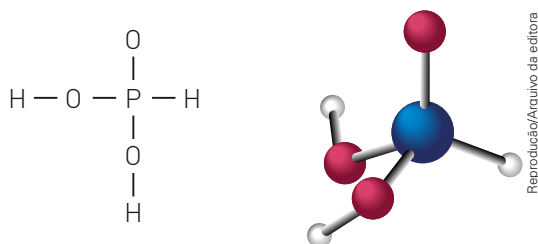
- a) H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 .
 b) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S , HNO_2 .
 c) HSO_4 , HS , H_2SO_4 , HNO_3 .
 d) HNO_3 , H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3 .
☒ e) H_2SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 .

6. (UEPB) Sabe-se que toda bebida gaseificada contém ácido carbônico (1) que, a partir do momento em que a garrafa que o contém é aberta, passa a se decompor em água e gás carbônico, manifestado pelas bolhas observadas na massa líquida; ácido muriático é o nome comercial do *ácido clorídrico* (2) impuro; baterias de automóvel contêm *ácido sulfúrico* (3); refrigerantes do tipo “cola” apresentam *ácido fosfórico* (4) além do ácido carbônico, na sua composição.

Os ácidos 1, 2, 3 e 4, citados acima, possuem, respectivamente, fórmulas:

- ☒ a) H_2CO_3 , HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 .
- b) CO_2 , HClO , H_2S , H_2PO_4 .
- c) CO_2 , HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 .
- d) CO , HClO , H_2S , H_2PO_3 .
- e) CO_2 , NaHClO , H_2SO_3 , HPO_2 .

7. (PUC-PR) A fórmula estrutural:



representa o ácido:

- a) fosfórico.
- b) metafosfórico.
- ☒ c) fosforoso.
- d) hipofosforoso.
- e) ortofosforoso.

8. O elemento Cl, pertencente à família 17, forma o ácido perclórico: HClO_4 . Sabendo-se que o elemento Mn pertence à família 7, determine a fórmula do ácido permangânico e utilizando o mesmo raciocínio e conhecendo a fórmula do ácido sulfúrico determine a fórmula do ácido crômico. HMnO_4 e H_2CrO_4

9. (UCE-SC) Os ácidos HClO_4 , H_2MnO_4 , H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$, quanto ao número de hidrogênios ionizáveis, podem ser classificados em:

- ☒ a) monoácido, diácido, triácido, tetrácido.
- b) monoácido, diácido, triácido, triácido.
- c) monoácido, diácido, diácido, tetrácido.
- d) monoácido, monoácido, diácido, triácido.
- e) monoácido, monoácido, triácido, tetrácido.

10. (Ifsul-RS) Leia o texto para responder à questão a seguir.

Os refrigerantes são bebidas consumidas em todo o mundo e vários são os ingredientes utilizados para a sua produção, destacando-se os ácidos, adicionados pela ação acidulante, que está relacionada com o realce do sabor, diminuição do pH e também regulação do teor de açúcar. Diversos ácidos são utilizados, tais como ácidos naturais (cítrico e tartárico) e o ácido fosfórico – H_3PO_4 , presente em refrigerantes sabor cola.

Em média o pH de refrigerantes do tipo ‘cola’ é de 2,0.

(Fonte: Site Brasil Escola – adaptado).

Sobre o ácido fosfórico, é correto afirmar que é um

- a) oxiácido, forte, diácido.
- b) hidrácido, fraco, diácido.
- ☒ c) oxiácido, semiforte, triácido.
- d) hidrácido, semiforte, monoácido.

11. (Uece) Considere os seguintes ácidos, com seus respectivos graus de ionização (a 18 °C) e usos:

- I. H_3PO_4 ($\alpha = 27\%$), usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes;
- II. H_2S ($\alpha = 7,6 \cdot 10^{-2}\%$), usado como redutor;
- III. HClO_4 ($\alpha = 97\%$), usado na medicina, em análises químicas e como catalisador em explosivos;
- IV. HCN ($\alpha = 8,0 \cdot 10^{-3}\%$), usado na fabricação de plásticos, corantes e fumigantes para orquídeas e poda de árvores.

Podemos afirmar que são corretas:

- a) HClO_4 e HCN são triácidos.
- b) H_3PO_4 e H_2S são hidrácidos.
- ☒ c) H_3PO_4 é considerado um ácido semiforte.
- d) H_2S é um ácido ternário.

12. (Cefet-SC) Considerando os oxiácidos H_2SO_4 , HClO_4 , HClO , podemos dizer que a ordem correta quanto à força decrescente de ionização é:

- a) HClO , HClO_4 , H_2SO_4 .
- ☒ b) HClO_4 , H_2SO_4 , HClO .
- c) HClO_4 , HClO , H_2SO_4 .
- d) HClO , H_2SO_4 , HClO_4 .
- e) H_2SO_4 , HClO , HClO_4 .

13. (Ifsul-RS) Os ácidos estão muito presentes em nosso cotidiano, podendo ser encontrados até mesmo em nossa alimentação. A tabela abaixo apresenta alguns ácidos e suas aplicações.

Nome	Fórmula molecular	Aplicação
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Consumido em grandes quantidades na indústria petroquímica
Ácido fluorídrico	HF	Utilizado para gravação em vidro
Ácido carbônico	H_2CO_3	Utilizado para gaseificar águas e refrigerantes

A força dos ácidos dispostos na tabela, respectivamente, é

- a) forte, forte e moderado.
b) moderado, fraco e moderado.
c) moderado, fraco e fraco.
x d) forte, moderado e fraco.
14. (Cesgranrio-RJ) Com base na tabela de graus de ionização apresentada a seguir:

Ácido	Grau de ionização (α)
HF	8%
HCl	92%
HCN	0,008%
H_2SO_4	61%
H_3PO_4	27%

podemos concluir que o ácido mais forte é:

- a) HF .
b) HCN .
c) H_3PO_4 .
x d) HCl .
e) H_2SO_4 .
15. (PUC-RJ) Tem-se os três ácidos e os valores da tabela, que foram obtidos dissolvendo-se esses compostos em água à temperatura constante:

Proporção entre:	Número de moléculas dissolvidas	Número de moléculas ionizadas
I. H_2S	10	1
II. H_2SO_4	3	2
III. HNO_3	10	8

O grau de ionização (α) para os ácidos I, II e III vale respectivamente:

- x a) 10%; 67% e 80%.
b) 1%; 2% e 8%.
c) 10%; 30% e 18%.
d) 1%; 3% e 8%.
e) 10%; 20% e 80%.

16. (Uerj) No século XIX, o cientista Svante Arrhenius definiu ácidos como sendo as espécies químicas que, ao se ionizarem em solução aquosa, liberam como cátion apenas o íon H^+ . Considere as seguintes substâncias, que apresentam hidrogênio em sua composição: C_2H_6 , H_2SO_4 , NaOH , NH_4Cl . Dentre elas, aquela classificada como ácido, segundo a definição de Arrhenius, é:

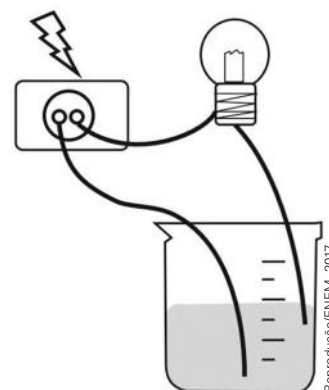
- a) C_2H_6 .
x b) H_2SO_4 .
c) NaOH .
d) NH_4Cl .

17. (Enem) Realizou-se um experimento, utilizando-se o esquema mostrado na figura, para medir a condutibilidade elétrica de soluções. Foram montados cinco kits contendo, cada um, três soluções de mesma concentração, sendo uma de ácido, uma de base e outra de sal. Os kits analisados pelos alunos foram:

Kit	Solução 1	Solução 2	Solução 3
1	H_3BO_3	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	AgBr
2	H_3PO_4	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	KCl
3	H_2SO_4	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	AgBr
4	HClO_4	NaOH	NaCl
5	HNO_3	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	CaSO_4

Qual dos kits analisados provocou o acendimento da lâmpada com um brilho mais intenso nas três soluções?

- a) Kit 1.
b) Kit 2.
c) Kit 3.
x d) Kit 4.
e) Kit 5.

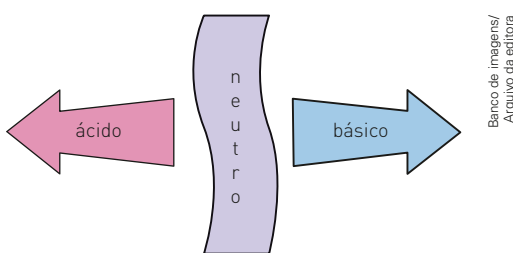


Algumas propriedades dos ácidos

Vimos algumas propriedades dos ácidos, como o seu gosto azedo e a sua condutibilidade elétrica em solução aquosa. Vamos abordar agora outras propriedades que nos permitem identificá-los.

Ação sobre indicadores

Indicadores são substâncias que mudam de cor de acordo com o meio: ácido ou básico.



Um dos indicadores mais utilizados é o papel de tornassol, que, em meio ácido, apresenta coloração rósea e, em meio básico, coloração azul.

É por meio de uma escala numérica, conhecida por escala de pH, que identificamos se o meio é ácido ou básico, bem como a intensidade da força do ácido e da base.



O tomate é um fruto ácido e é um dos componentes do *ketchup*. A adição de açúcar à composição do *ketchup*, apesar de não diminuir a acidez do tomate, pois não tem caráter básico, mascara o gosto azedo (ácido) da fruta. O caráter básico será estudado no próximo capítulo.



Reação com metais

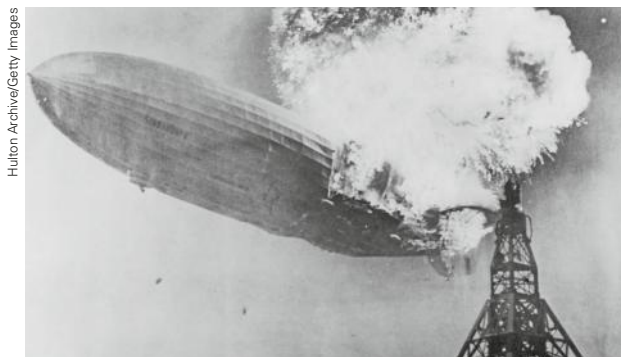
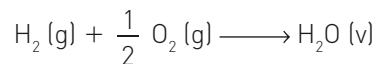
Os ácidos reagem com muitos metais e, nessa reação, produzem gás hidrogênio (H_2) e um sal do metal.

Exemplo:

A reação entre o zinco e o ácido clorídrico pode ser representada pela equação:



O gás hidrogênio é incolor e inodoro. Ele forma com o oxigênio do ar uma mistura explosiva. Além disso, a reação entre esses dois gases resulta em água. A palavra **hidrogênio** significa “formador de água”.



Os dirigíveis mais antigos eram preenchidos com gás hidrogênio. Quando ocorria um vazamento, esse gás entrava em contato com o gás oxigênio, causando, em alguns casos, grandes explosões. Explosão do Hindenburg, em 6 de maio de 1937, em Nova Jersey, Estados Unidos.

Ácidos e alguns metais pouco reativos

Tanto o ácido nítrico (HNO_3) quanto o ácido sulfúrico (H_2SO_4) são capazes de reagir com metais pouco reativos, como o cobre e a prata, originando sais desses metais com a liberação de gases, como NO , NO_2 e SO_2 . Não ocorre liberação de gás hidrogênio.

Exemplos:

A reação entre o ácido nítrico e o cobre pode ser representada pela equação:



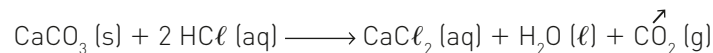
Quando o cobre metálico é adicionado a uma solução aquosa de ácido nítrico, ocorre a reação com produção de nitrato de cobre II, tornando a solução azul, e com liberação de NO_2 (g), um dos poucos gases coloridos, apresentando coloração castanha.

A reação entre o ácido sulfúrico concentrado e a prata pode ser representada pela equação:

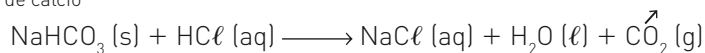


Reação com carbonatos e bicarbonatos

Carbonatos e bicarbonatos são ânions cujas fórmulas são, respectivamente, CO_3^{2-} e HCO_3^- . Quando reagem com ácidos, ocorre a liberação de gás carbônico. Veja algumas dessas reações.



carbonato
de cálcio



bicarbonato
de sódio

Principais ácidos, suas aplicações e características

Observe as imagens e suas legendas, com alguns exemplos de uso dos ácidos.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Ácido fluorídrico (HF)

Esse ácido corrói vidro. Na foto, gravação em vidro automotivo feita com a ação do HF (aq).

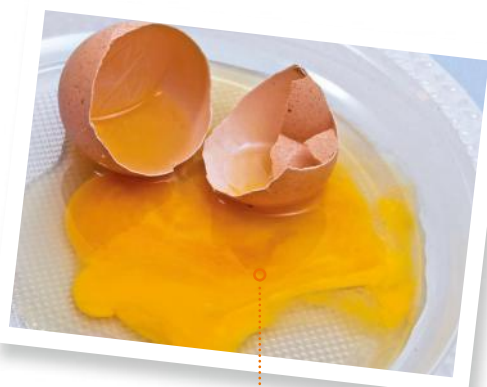


Adisak Panongram/Shutterstock

Thinkstock/Getty Images

Ácido clorídrico (HCl)

Comercializado também com o nome de ácido muriático, é usado na remoção de argamassa seca de pisos, na limpeza de equipamentos para remoção de ferrugem e na produção de colas e corantes. É uma substância corrosiva.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Ácido sulfídrico (H₂S)

É formado durante o apodrecimento de ovos, na forma de gás sulfídrico, sendo o responsável pelo odor característico.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



Adisak Panongram/Shutterstock

Ácido sulfúrico (H₂SO₄)

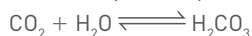
É um ácido desidratante que transforma o açúcar (sacarose) em carvão. Está presente na bateria dos automóveis e em muitos processos industriais. É uma substância corrosiva.



Patryk Kosmider/Shutterstock

Ácido carbônico (H₂CO₃)

Forma-se pela reação:



Presente em todas as bebidas gaseificadas.



Ácido cianídrico (HCN)

Das raízes da mandioca é obtido o caldo amarelado conhecido como tucupi, usado no famoso “pato no tucupi”, enquanto que das folhas moídas da mandioca, acrescidas de carnes defumadas, faz-se a maniçoba, ou a feijoada paraense. Todos acompanhados dos vários tipos de farinhas geradas dessas raízes. Ambos os pratos têm um elemento comum no seu preparo: o longo tempo de cozimento das partes da mandioca, em média de 4 a 6 dias. Dado da cultura popular remanescente da tradição indígena, esse longo tempo tem como objetivo eliminar o ácido cianídrico presente nesse vegetal. O HCN (g) é gerado quando a planta é moída, descascada ou amassada. Nas folhas de mandioca, encontramos os íons cianeto (CN⁻). Quando cortadas e expostas ao Sol, liberam HCN, gás cianídrico, que é extremamente tóxico.



Ácido nítrico (HNO₃)

É utilizado na fabricação de explosivos, como a dinamite.



Ácido acético (H₃CCOOH)

É um componente do vinagre.

Ácido fosfórico (H₃PO₄)

É utilizado nas indústrias de vidro e de alimentos, na tinturaria e na fabricação de fosfatos e superfosfatos usados como adubos (fertilizantes). Também é usado na produção de refrigerantes do tipo cola.



Ácidos corrosivos

Alguns ácidos e outras substâncias apresentam uma elevada taxa de corrosão ao aço. Evidentemente, esses ácidos são capazes de provocar destruição dos nossos tecidos.

Como exemplos de ácidos corrosivos, podemos citar o ácido sulfúrico, ácido clorídrico e ácido nítrico.

O contato desses produtos com a pele e os olhos pode causar severas queimaduras, motivo pelo qual deverão ser utilizados equipamentos de proteção individual compatíveis com o produto envolvido.



2

Por que temperamos a salada com ácido acético e não com ácido sulfúrico?

Fundamentando seus conhecimentos

1. [Enem] O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho a uma solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala a seguir.



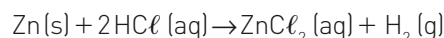
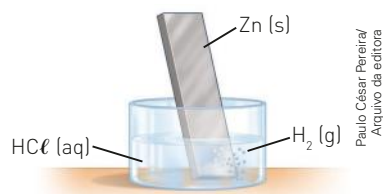
Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados.

Material	Cor
I. Amoníaco	verde
II. Leite de magnésia	azul
III. Vinagre	rosa
IV. Leite de vaca	rosa

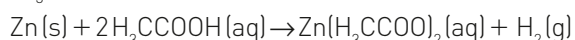
De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- ácido — básico — básico — ácido.
 - ácido — básico — ácido — básico.
 - básico — ácido — básico — ácido.
 - ácido — ácido — básico — básico.
 - x** básico — básico — ácido — ácido.
2. Indique quais cores podemos esperar encontrar ao testarmos soda limonada e suco de abacaxi utilizando o indicador da questão anterior.

Para responder às questões 3 e 4, considere o experimento e as equações.



O mesmo acontecerá se usarmos ácido acético (H_3CCOOH).



- Sabendo que o Mg se comporta da mesma maneira que o Zn, equacione sua reação com o ácido clorídrico e o ácido acético.
- Nas reações mencionadas, a liberação de hidrogênio é fácil de ser percebida pela efervescência da solução. Na reação entre Zn e Mg com o ácido clorídrico, a efervescência é mais acentuada. Explique esse fato.
- Considere os experimentos da figura a seguir.



Responda:

- Em qual experimento ocorre efervescência?
- Qual é o nome do gás liberado?
- É aconselhável cortar limão sobre uma pia de mármore? Justifique.

EXPLORE SEU MUNDO

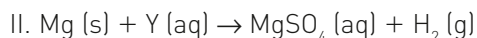
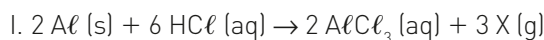
Veja se na sua casa tem fermento e um sal de fruta, que também podem ser adquiridos em supermercados e farmácias, retire uma porção (amostra) e adicione algumas gotas de limão sobre a amostra.

- O que você observou?
- Caso tenha observado alguma alteração, quem foi o responsável por ela?
- Observe os rótulos e indique uma substância comum.
- Que tipo de substância deve estar presente no limão?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Os ácidos reagem com vários metais.

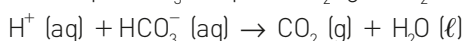
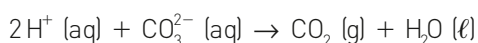
Observe as equações:



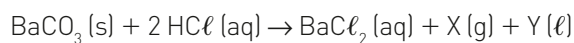
Escreva em seu caderno as fórmulas e os nomes das substâncias representadas por X e Y.

Com base nas informações que seguem, faça o que se pede nas questões 2 e 3.

Você já deve ter ouvido falar que as chuvas ácidas corroem estátuas de mármore. O principal componente do mármore é o carbonato de cálcio (CaCO_3). Os ácidos reagem com carbonatos (CO_3^{2-}) e também com bicarbonatos (HCO_3^-) conforme as equações:



2. Complete a equação:



3. Escreva em seu caderno a fórmula e o nome da substância Z.

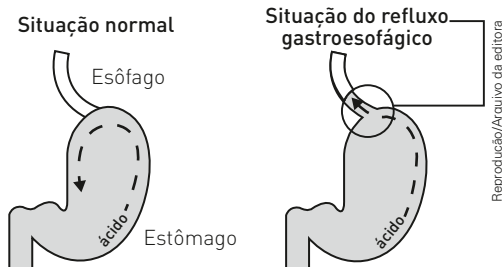


4. (UPE) Na série Prison Break (FOX), Michael Scofield utiliza um composto chamado Kesslivol para corroer o aço e destruir a cerca de proteção da prisão SONA, no Panamá. Na verdade, o Kesslivol não existe, mas o aço pode ser corroído pela ação de um ácido forte e oxidante.

Qual dos ácidos abaixo Scofield poderia usar para fugir da prisão?

- a) H_3BO_3
b) HCl
c) HCN
x d) HNO_3
e) CH_3COOH

5. (UPM-SP) Certo informe publicitário alerta para o fato de que, se o indivíduo tem azia ou pirose com grande frequência, deve procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico, isto é, o retorno do conteúdo ácido do estômago.



A fórmula e o nome do ácido que, nesse caso, provoca queimação no estômago, rouquidão e dor torácica são:

- a) HCl e ácido clórico.
b) HClO_2 e ácido cloroso.
c) HClO_3 e ácido clorídrico.
d) HClO_3 e ácido clórico.
x e) HCl e ácido clorídrico.

6. Estabeleça a relação correta entre os ácidos, os usos, as ocorrências e as características dadas a seguir.

a) HNO_3	I. fertilizantes
b) H_3CCOOH	II. corrosão de vidro
c) HCl	III. câmara de gás
d) HCN	IV. suco gástrico
e) H_2SO_4	V. vinagre
f) H_2S	VI. ácido muriático
g) HF	VII. cheiro de ovo podre
h) H_3PO_4	VIII. refrigerantes
i) H_2CO_3	IX. desidratante
	X. bateria de automóvel
	XI. fabricação de explosivos

7. (PUC-MG) A tabela a seguir apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

Nome do ácido	Aplicações e características
ácido muriático	limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
ácido fosfórico	usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
ácido sulfúrico	solução de bateria; desidratante
ácido nítrico	indústria de explosivos; corante

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:

- x a) HCl , H_3PO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 .
b) HClO , H_3PO_3 , H_2SO_4 , HNO_2 .
c) HCl , H_3PO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 .
d) HClO_2 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_2SO_3 , HNO_2 .
e) HClO , H_3PO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 .

8. (UEMG) Observe a tirinha:



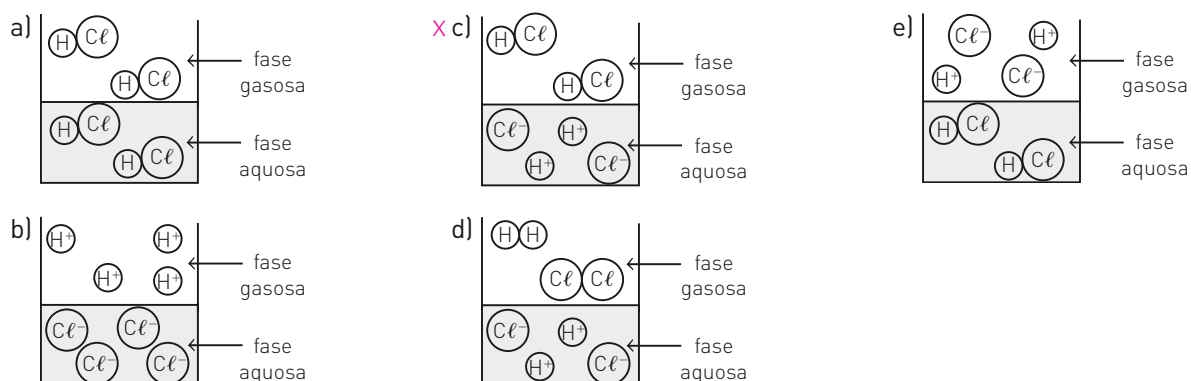
<http://hquimica.webnode.com.br/charges-humoradas/>. Acesso em 2/5/2014

A personagem da tirinha de humor mandou cuspir a substância porque uma importante propriedade do ácido sulfúrico é ser

- a) amargo. b) cáustico. c) venenoso. **x d) corrosivo.**

Desafiando seus conhecimentos

1. (Fuvest-SP) Observa-se que uma solução aquosa saturada de HCl libera uma substância gasosa. Uma estudante de Química procurou representar, por meio de uma figura, os tipos de partículas que predominam nas fases aquosa e gasosa desse sistema – sem representar as partículas de água. A figura com a representação mais adequada seria:



Nomenclatura e classificação

2. (UFSM-RS) Associe a 2ª coluna à 1ª, considerando os ácidos.

1. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	a) fosfórico
2. H_3PO_3	b) fosforoso
3. H_3PO_4	c) nitroso
4. HClO_2	d) nítrico
5. HClO_3	e) hipofosforoso
6. HClO_4	f) pirofosfórico
7. H_2SO_3	g) sulfuroso
8. HNO_2	h) cloroso
	i) perclórico
	j) clórico
	k) sulfúrico

A sequência das combinações corretas é:

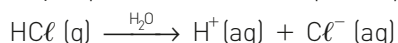
- a) 1e – 2f – 3a – 4h – 5b – 6j – 7g – 8d.
 b) 1f – 2e – 3b – 4j – 5h – 6i – 7k – 8c.
 c) 1b – 2e – 3f – 4i – 5j – 6h – 7g – 8d.
 d) 1e – 2b – 3f – 4j – 5i – 6h – 7k – 8d.
x e) 1f – 2b – 3a – 4h – 5j – 6i – 7g – 8c.

3. (Univali-SC) A respeito da substância HCl observa-se, experimentalmente, que:

- é um gás incolor, de odor forte e irritante.
- está presente no suco gástrico do estômago humano.
- aparece no comércio com o nome de ácido muriático, sendo utilizada na limpeza de pisos.
- a maioria de suas moléculas sofre ionização em solução aquosa.

Desse modo, pode-se concluir que:

- a) o HCl é uma substância iônica.
 b) o HCl é um ácido fraco.
 c) o HCl é um gás não tóxico.
 x d) a ionização pode ser resumida pela equação:



e) o suco gástrico não é ácido.

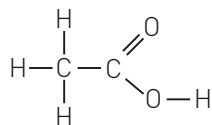
4. (UFPB) Os ácidos são substâncias químicas sempre presentes no cotidiano do homem. Por exemplo, durante a amamentação, era comum usar-se água boricada (solução aquosa que contém *ácido bórico*) para fazer a assepsia do seio da mãe; para limpezas mais fortes da casa, emprega-se ácido muriático (solução aquosa de *ácido clorídrico*); nos refrigerantes, encontra-se o *ácido carbônico*; e, no ovo podre, o mau cheiro é devido à presença do *ácido sulfídrico*.

Esses ácidos podem ser representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas moleculares:

- a) H_3BO_3 , HCl , H_2CO_2 e H_2SO_4 .
 x b) H_3BO_3 , HCl , H_2CO_3 e H_2S .
 c) H_3BO_3 , HClO_3 , H_2SO_3 e H_2CO_2 .
 d) H_2BO_3 , HClO_4 , H_2S e H_2CO_3 .

5. (Uerj) O vinagre é uma solução aquosa diluída que contém o ácido acético ionizado. As fórmulas molecular e estrutural desse ácido estão abaixo representadas:

- fórmula molecular: $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$
- fórmula estrutural:



O segundo membro da equação química que representa corretamente a ionização do ácido acético aparece na seguinte alternativa:

- x a) $\text{H}^+ + \text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2$.
 b) $2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2^{2-}$.
 c) $3\text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_2^{3-}$.
 d) $4\text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{4-}$.

6. (UEPG-PR) Sobre os compostos abaixo, indique o que for correto.

- I. HCl
 II. H_2SO_4
 III. H_3BO_3
 IV. H_2CO_3

- x 01. Todos sofrem ionização quando em meio aquoso, originando íons livres.
 x 02. Segundo Arrhenius todos são ácidos, porque, quando em meio aquoso, originam como cátions apenas os íons H^+ .
 x 04. Todos são compostos moleculares.
 x 08. De acordo com o grau de ionização, os compostos I e II são fortes.
 16. Os compostos III e IV formam soluções aquosas com alta condutividade elétrica.

7. (PUC-SP) Determine a ordem de acidez dos seguintes compostos:

1. HNO_2
 2. H_4SiO_4
 3. HMnO_4
 4. H_2SO_4
 a) $2 > 4 > 3 > 1$.
 b) $3 > 4 > 1 > 2$.
 c) $1 > 3 > 4 > 2$.
 d) $1 > 2 > 3 > 4$.
 e) $4 > 2 > 1 > 3$.

8. (UFPE) Vinagre caseiro é essencialmente uma solução de ácido acético a 4% em água. Essa solução, diferentemente de água pura, conduz eletricidade razoavelmente bem. O vinagre pode ilustrar algumas ideias importantes, tais como:

- I. substâncias moleculares nunca dão origem a íons.
 II. o ácido acético pode dar origem a íons.
 III. o ácido acético não interage quimicamente com a água.
 IV. a água é uma substância covalente e o ácido acético é um composto iônico.
 V. a água e o ácido acético são substâncias polares.

Classifique as informações em falsas ou verdadeiras.

9. (UFSM-RS) X, Y e Z representam genericamente três ácidos que, quando dissolvidos em um mesmo volume de água, à temperatura constante, comportam-se de acordo com a tabela:

	Número de moléculas dissolvidas	Número de moléculas ionizadas
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1

Analise as afirmações, considerando os três ácidos.

I. X representa o mais forte.

II. Z representa o mais fraco.

III. Y apresenta o maior grau de ionização.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.

b) apenas II.

x c) apenas III.

d) apenas I e II.

e) I, II e III.

- 10.** (Vunesp-SP) Ácidos instáveis são ácidos que se decompõem parcial ou totalmente sob condições normais de temperatura e pressão, formando, quase sempre, como produtos de decomposição, água líquida e um gás. Entre os pares de ácidos relacionados, é constituído apenas por ácidos instáveis:

a) H_2SO_4 e H_3PO_4 .

b) HClO_4 e HBr .

x c) H_2CO_3 e H_2SO_3 .

d) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ e H_3BO_3 .

e) HI e HF .

Propriedades e aplicações

- 11.** (UFJF-MG) Um estudante foi ao laboratório e realizou uma série de experimentos para identificar um determinado composto químico. As observações sobre esse composto estão descritas abaixo:

Observação 1	Possuía propriedades corrosivas.
Observação 2	Possuía alta solubilidade em água.
Observação 3	O papel de tornassol ficou vermelho em contato com ele.
Observação 4	Apresentou condução de corrente elétrica quando dissolvido em água.

Baseado nas observações feitas pelo estudante, pode-se afirmar que o composto analisado é:

x a) HCl .

b) NaOH .

c) NaCl .

d) I_2 .

e) CH_4 .

- 12.** (Fepar-PR) Os ácidos são muito comuns em nosso dia a dia: o vinagre contém ácido acético; o limão, a laranja e similares contém ácido cítrico; a bateria de um automóvel contém ácido sulfúrico; o ácido nítrico é usado na produção de fertilizantes; o ácido fluorídrico corrói o vidro e é usado

para gravar o número de chassi em vidros de automóveis; o ácido clorídrico é um dos componentes do suco gástrico.

Avalie as afirmativas, considerando o grupo funcional dos ácidos, suas propriedades, classificação e formulação. **F – F – V – F**

() O ácido acético é um tetrácido, porque apresenta 4 hidrogênios ionizáveis.

() O ácido sulfúrico é um ácido forte, pois possui grau de ionização inferior a 50%.

() O ácido fluorídrico é um hidrácido com ponto de ebulição superior ao dos demais ácidos halogenídricos, por causa da formação de fortes ligações de hidrogênio.

() O ácido clorídrico reage com carbonato de cálcio, liberando gás hidrogênio.

- 13.** (UEM-PR) Assinale o que for **correto**.

01) Segundo Arrhenius, uma substância molecular dissolvida em água não pode conduzir corrente elétrica.

02) Substâncias ácidas geralmente possuem sabor adstringente (amarram a boca) enquanto que as bases possuem sabor azedo.

04) O ácido fosforoso tem a fórmula H_3PO_3 .

08) O ácido crômico tem a fórmula $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

16) O ácido fluorídrico tem a propriedade de corroer o vidro. **04 e 16.**

Use a tabela abaixo para responder às questões

14 e 15.

Amostra	pH
suco gástrico	2,0
lágrima	7,4
saliva	6,8
café	5,0
leite de magnésia	10,0
limpa-forno	14,0
cerveja	3,0
líquido X	7,0
líquido Y	8,2

- 14.** Qual amostra pode ser a água pura?

- 15.** Identifique as amostras ácidas e básicas. Quais delas correspondem às amostras de caráter ácido e básico mais acentuados (mais fortes)?

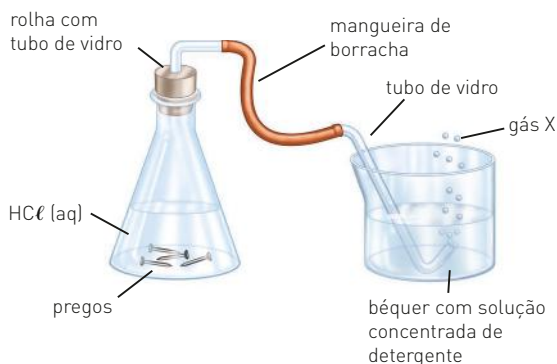
16. (Enem) Numa rodovia pavimentada, ocorreu o tombamento de um caminhão que transportava ácido sulfúrico concentrado. Parte da sua carga fluiu para um curso de água não poluído, que deve ter sofrido, como consequência:

- I. mortalidade de peixes acima da normal no local do derrame de ácido e em suas proximidades;
- II. variação do pH em função da distância e da direção da corrente de água;
- III. danos permanentes na qualidade de suas águas;
- IV. aumento momentâneo da temperatura da água no local do derrame.

É correto afirmar que, dessas consequências, apenas podem ocorrer:

- a) I e II.
- b) II e III.
- c) II e IV.
- ☒ d) I, II e IV.
- e) II, III e IV.

17. (Uece) O sistema a seguir mostra a ocorrência de reação química entre um ácido e um metal, com liberação do gás X.



O gás X, liberado neste sistema, é o:

- a) O_2 .
- b) Cl_2 .
- c) O_3 .
- ☒ d) H_2 .

18. (UFU-MG) Um comprimido efervescente antiácido é em geral uma mistura sólida de bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e às vezes ácido acetilsalicílico ou sulfato de magnésio. Ao ser colocado em água, o gás que se desprende durante a efervescência é o:

- a) H_2 .
- b) O_2 .
- c) OH .
- d) CO .
- ☒ e) CO_2 .

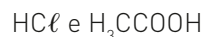
19. É conveniente armazenar ácido sulfúrico em um frasco feito de ferro? Justifique.

20. (Vunesp-SP) Quando se coloca ácido clorídrico sobre uma concha do mar, ela é totalmente dissolvida e há desprendimento de um gás. Esse gás é o mesmo que é exalado na respiração animal. Portanto, o sal insolúvel que constitui a carapaça da concha do mar é:

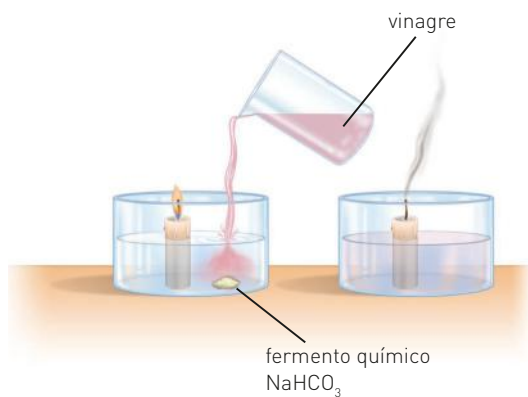
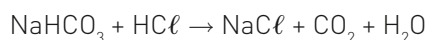
- ☒ a) $CaCO_3$.
- b) $CaSO_4$.
- c) CaF_2 .
- d) $Ca(NO_3)_2$.
- e) $Ca(OH)_2$.

Para responder às questões 21 e 22, considere as informações abaixo e o experimento representado na figura a seguir:

- Hidrogênio (em destaque) que se ioniza (sai) de um ácido:



- Reação entre HCl e bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$):



21. Equacione a reação que ocorre entre o vinagre e o fermento.

22. Por que a vela apagou?

23. Escreva as equações que representam as reações abaixo.

- I. Reação entre o gás carbônico e a água, originando ácido carbônico.
- II. Ionização parcial do ácido carbônico.
- III. Reação entre os íons H^+ e o carbonato de cálcio.

Bases ou hidróxidos

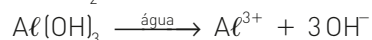
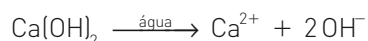
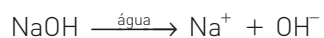
Uma das características das bases é seu sabor adstringente, que “amarra” a boca. Naturalmente, esse não é um bom método para identificar uma base, por ser extremamente perigoso.

Definição

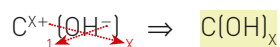
A primeira definição de base (também chamada álcali), como vimos no capítulo 21, foi dada por Arrhenius:

Base: toda substância que, em solução aquosa, origina o OH^- como único tipo de ânion.

Exemplos:



Observe que as bases são formadas por um cátion (C^{x+}), geralmente um metal, e pelo ânion OH^- (hidroxila ou oxidrila). A fórmula iônica genérica das bases é dada por:



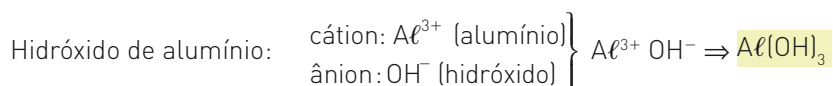
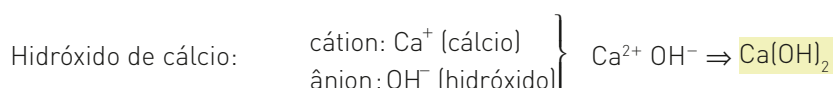
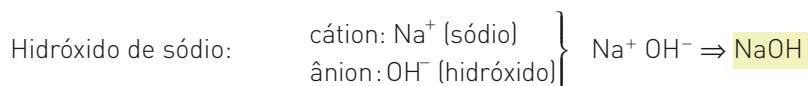
em que x é o número de ânions liberados em solução aquosa.

Nomenclatura das bases

Para a nomenclatura das bases, pode-se utilizar a seguinte regra:

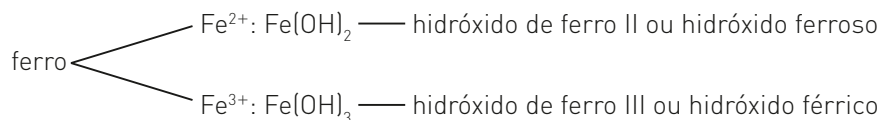
hidróxido de (nome do cátion)

Veja os exemplos:



// Se entrarmos em uma caverna e sentirmos cheiro de amônia, podemos afirmar que tal caverna é habitada por morcegos. A amônia — única base volátil — é liberada das excreções desses animais.

Quando um mesmo elemento forma cátions com diferentes eletrovalências (cargas), acrescenta-se ao final do nome, em algarismos romanos, o número da carga do íon. Outra maneira de dar nome é acrescentar o sufixo **-oso** ao cátion de **menor carga**, e **-ico** ao cátion de **maior carga**.



Classificação das bases

As bases podem ser classificadas segundo três critérios: número de hidroxilas, solubilidade em água e força ou grau de dissociação.

Número de hidroxilas

Em função do número de grupos OH^- liberados por fórmula, as bases podem ser classificadas como:

	Monobases	Dibases	Tribases	Tetrabases
Nº de OH^- por fórmula	1 OH^-	2 OH^-	3 OH^-	4 OH^-
Exemplo	NaOH	Mg(OH)_2	Al(OH)_3	Pb(OH)_4

Veja alguns exemplos de equações de dissociação de bases:

- $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

Solubilidade em água

O quadro a seguir indica a quantidade em gramas de algumas bases que se dissolvem em 1 litro de água, a 20 °C.

Solubilidade (em g) de base/litro de água (a 20 °C)	
CsOH	3857
KOH	1 120
NaOH	1 090
Ba(OH)_2	38,9
Sr(OH)_2	3,9
Ca(OH)_2	1,65
Mg(OH)_2	0,009
Al(OH)_3	0,008
Fe(OH)_2	0,001
Fe(OH)_3	0,0000001

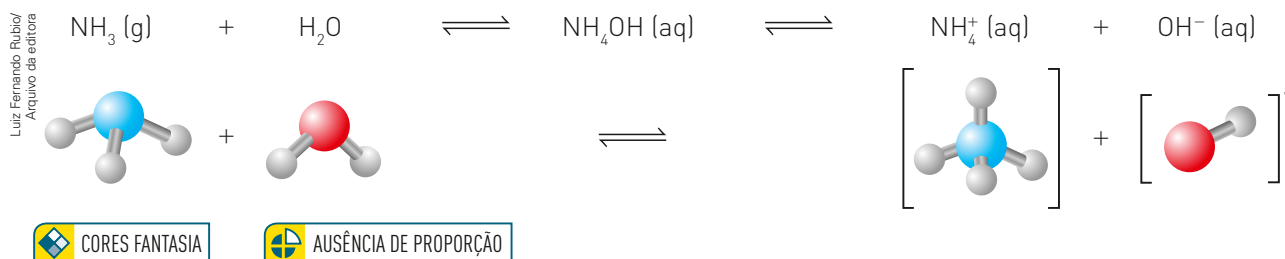
A partir desses dados, podemos generalizar:

Solubilidade das bases em água

metais alcalinos	>	metais alcalinoterrosos	>	outros metais
solúveis		pouco solúveis		praticamente insolúveis

As bases $\text{Be}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$, por apresentarem solubilidade muito pequena, são consideradas praticamente **insolúveis**.

A única base que não apresenta metal em sua fórmula é o hidróxido de amônio (NH_4OH), que existe apenas em solução aquosa e, portanto, é uma base **solúvel**. O hidróxido de amônio pode ser obtido borbulhando-se gás amônia (NH_3) em água, na qual ocorre a ionização desse gás.



Força ou grau de dissociação

A força das bases pode ser relacionada com sua solubilidade: quanto maior a solubilidade de uma base, maior será seu grau de dissociação (base forte). No entanto, se a base for pouco solúvel, seu grau de dissociação será menor (base fraca).

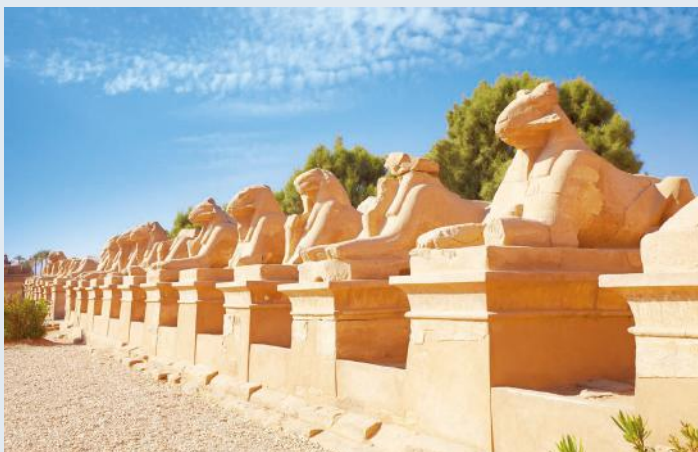
base solúvel → elevado grau de dissociação → base forte

base praticamente insolúvel → baixo grau de dissociação → base fraca

Origem do nome “Amônio”

A origem do nome “amônio” vem do antigo Egito e, segundo evidências históricas, está relacionada ao mais importante centro religioso do antigo império egípcio. Aproximadamente entre os anos de 2200 a.C. e 360 a.C., ocorreu a construção de Karnak, um complexo de templos, santuários, monumentos e vários outros edifícios que eram destinados ao culto dos deuses egípcios.

Entre as construções, encontrava-se o templo do deus Amon.



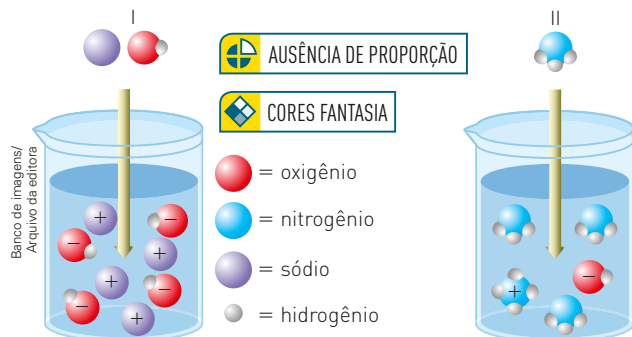
John Walker/Shutterstock

// Parte do templo do deus Amon.

Fundamentando seus conhecimentos

Analizando as ilustrações, responda às questões 1 a 5.

As ilustrações representam a adição de duas substâncias à água.



1. Escreva em seu caderno as fórmulas e os nomes das substâncias adicionadas à água.
2. Qual o estado físico das duas substâncias adicionadas à água nas condições ambiente?
3. Escreva em seu caderno a fórmula das espécies presentes na água nos dois sistemas.
4. Nos dois sistemas, a água funciona como um solvente, porém, em um deles, ela também atua como um reagente. Qual é esse sistema?
5. Comparando a quantidade de íons em cada sistema, escreva em seu caderno a fórmula da base forte.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (PUC-MG) Segundo a definição de Arrhenius, as bases são espécies que, em solução aquosa:

- ☒ a) fornecem íons OH^- . c) recebem íons OH^- .
b) fornecem íons H^+ . d) recebem íons H^+ .

2. Considere os seguintes cátions: Na^+ , Ag^+ , Sr^{2+} , Al^{3+} , NH_4^+ . Escreva em seu caderno a fórmula das suas bases e seus respectivos nomes.

3. Dada a nomenclatura a seguir, escreva em seu caderno as fórmulas das bases e classifique-as de acordo com o número de OH^- .

- a) hidróxido ferroso ou de ferro II;
- b) hidróxido cuproso ou de cobre I;
- c) hidróxido de magnésio;
- d) hidróxido de potássio;
- e) hidróxido plúmbico ou de chumbo IV;
- f) hidróxido plumboso ou de chumbo II.

4. As equações a seguir mostram a dissociação, em água, dos hidróxidos de sódio e de alumínio:

- Hidróxido de sódio
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- Hidróxido de alumínio
 $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$

Equacione as dissociações, em água, dos seguintes hidróxidos:

- a) hidróxido de lítio;
- b) hidróxido de estrôncio;
- c) hidróxido de ferro II;
- d) hidróxido de ferro III.

5. (Belas Artes-SP) Um certo hidróxido tem fórmula $\text{M}(\text{OH})_2$. O elemento M pode ser:

- ☒ a) magnésio.
b) enxofre.
c) sódio.
d) alumínio.

6. (UPM-SP)

Força e solubilidade de bases em água	
bases de metais alcalinos	fortes e solúveis
bases de metais alcalinoterrosos	fortes e parcialmente solúveis, exceto a de magnésio, que é fraca
demais bases	fracas e praticamente insolúveis

Para desentupir um cano de cozinha e para combater a acidez estomacal, necessita-se, respectivamente, de uma base forte e solúvel e de uma base fraca e parcialmente solúvel. Consultando a tabela acima, conclui-se que as fórmulas dessas bases podem ser:

- a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
- b) $\text{Al}(\text{OH})_3$ e NaOH .
- c) KOH e $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- d) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- ☒ e) NaOH e $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Algumas propriedades das bases

Ação sobre indicadores

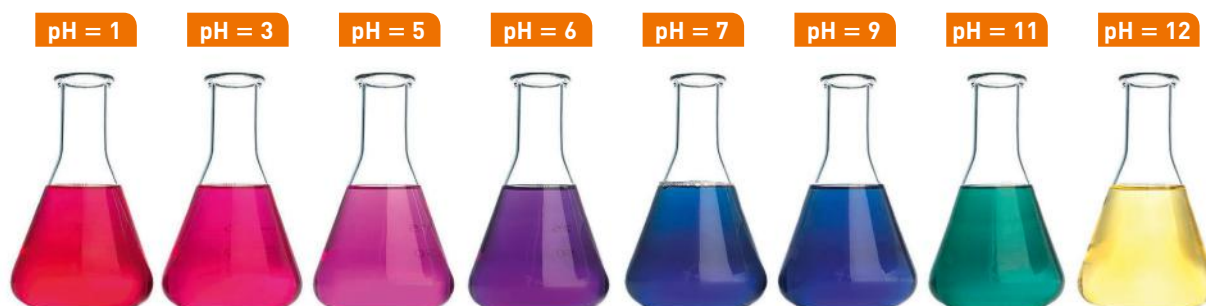
Tanto os ácidos como as bases alteram a cor de um indicador. A maioria dos indicadores usados em laboratório é artificial; porém, alguns são encontrados na natureza, como o tornassol, que é extraído de certos líquens. No dia a dia, encontramos esses indicadores em várias espécies vegetais: no repolho roxo, na beterraba, nas pétalas de rosas vermelhas, no chá-mate, nas amoras, etc., sendo sua extração bastante fácil.

// A maceração de uma folha de repolho roxo, seguida de sua diluição em água, permite obter uma solução roxa que mudará de cor tanto na presença de um ácido como na de uma base. O suco de repolho roxo apresenta coloração vermelha em meio ácido e verde-amarelada em meio básico.



Sergio Dotta Jr./Arquivo da editora

Observe as colorações do suco de repolho roxo em diferentes pH:



Science Photo Library/Latinstock

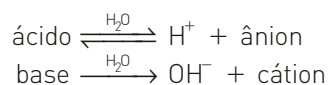
A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados faixa ou intervalo de viragem.

Os indicadores mais conhecidos e utilizados em laboratórios são a fenolftaleína e o alaranjado de metila; suas colorações em diferentes pH estão indicadas na tabela a seguir:

Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo aproximado de pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
Fenolftaleína	Incolor	8,2-10,0	Vermelho
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1-4,4	Amarelo

Reações com ácidos

Como sabemos:



Se misturarmos um ácido e uma base, os íons H^+ e OH^- interagem, produzindo água (H_2O). Essa reação é denominada **neutralização**. O cátion da base e o ânion do ácido darão origem a um sal, em um processo chamado **salificação**.

Principais bases, suas aplicações e características



Judith Collins/Alamy/Fotoarena

Hidróxido de sódio — NaOH

Utilizado na fabricação de sabão a partir de óleos ou gorduras. É conhecido como soda cáustica.



Rita Barreto/Fotoarena

Hidróxido de magnésio — Mg(OH)_2

É uma das substâncias usadas para combater a azia — excesso de ácido clorídrico no estômago —, pois neutraliza o HCl .



Getty Images/Thinkstock

Hidróxido de cálcio — Ca(OH)_2

Utilizado nas pinturas a cal (caiação) e na preparação de argamassa. É conhecido como cal apagada, cal extinta e, quando misturado à água, é conhecido como água de cal ou leite de cal.

Hidróxido de amônio — NH_4OH

A partir da amônia são produzidos os fertilizantes, que permitem o aumento da produção de alimentos. Esse tipo de hidróxido também está presente em produtos de limpeza à base de amoníaco.



Thinkstock/Getty Images

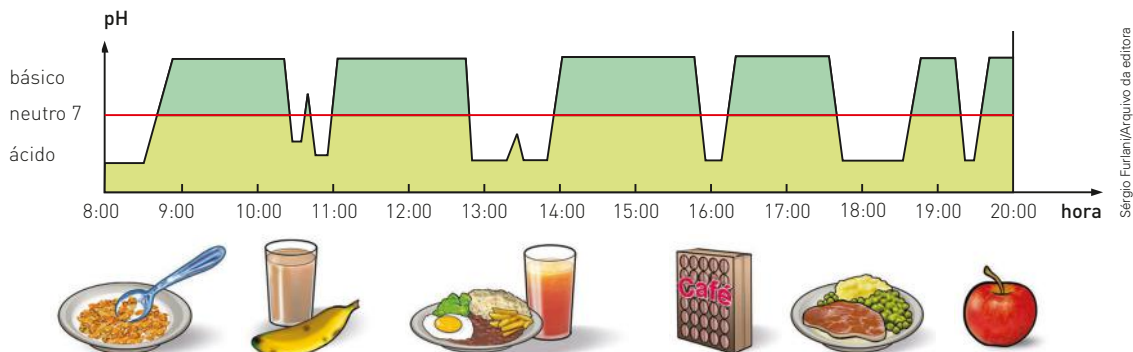


Existem bases corrosivas ou essa é uma propriedade característica de substâncias ácidas? Ser corrosivo é sinônimo de ser ácido? Corrosivo e cáustico são sinônimos?

Fundamentando seus conhecimentos

Leia o texto a seguir e responda às questões 1 e 2.

O diagrama a seguir mostra a variação do pH bucal durante determinado período do dia. Observe que durante e logo após as refeições o meio se torna ácido. Isso ocorre porque os açúcares, bem como outros componentes da alimentação, originam ácidos, os quais podem causar cáries.

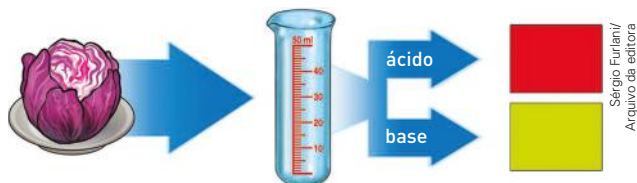


1. Indique se o pH é maior, menor ou igual a 7 nos seguintes horários:

- I. 8 h 20 min;
- II. 10 h;
- III. 12 h;
- IV. 13 h 30 min.

2. Um hábito recomendável de higiene é escovar os dentes após as refeições. Os cremes dentais têm caráter ácido ou básico?

3. Considere o esquema abaixo e determine a cor que a solução de repolho roxo apresentará na presença de:



- a) suco de laranja;
- b) soda limonada;
- c) vinagre;
- d) soda cáustica;
- e) leite de magnésia.

Considere as soluções aquosas abaixo e responda às questões 4 a 7.



4. Qual dos frascos, quando aberto, irá exalar um odor característico?
5. Qual dos frascos contém soda cáustica?
6. Qual dos frascos contém cal apagada (extinta)?
7. Qual das soluções não apresentará resíduo sólido se submetida a um aquecimento até a evaporação total da água?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Olimpíada Brasileira de Química) A charge ao lado foi produzida em um momento em que houve denúncias envolvendo a adulteração do leite.

De acordo com o contexto da charge, o leite estaria contaminado com uma solução de

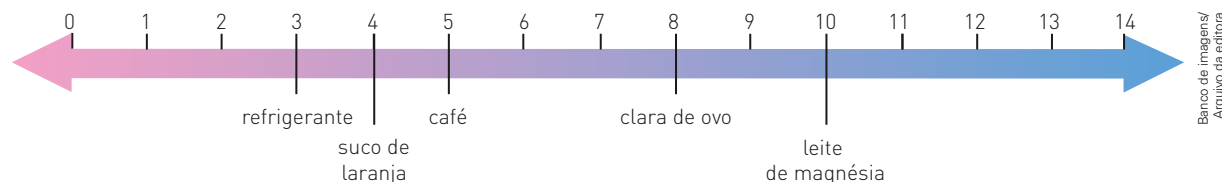
- a) cloreto de sódio, NaCl .
- b) glicose.
- x c) soda cáustica, NaOH .
- d) sacarose.

Fonte: <http://www.newsrondonia.com.br/noticias/humor+leite+adulterado+uma+selecao+caustica+de+piadas/32371> (Acesso em 26/05/2013)



Reprodução/Olimpíada Brasileira de Química, 2013.

- 2.** (UFRGS-RS) Aos frascos A, B e C, contendo soluções aquosas incolores de substâncias diferentes, foram adicionadas gotas de fenolftaleína. Observou-se que só o frasco A passou a apresentar coloração rósea. Identifique a alternativa que indica substâncias que podem estar presentes em B e C.
- a) NaOH e NaCl. c) NaOH e Ca(OH)₂. e) NaCl e Mg(OH)₂.
- x b) H₂SO₄ e HCl. d) H₂SO₄ e NaOH.
- 3.** (FUA-AM) Indique a alternativa correta que indica uma das substâncias ativas contidas no medicamento aziran, usado para neutralizar a hiperacidez estomacal.
- a) hidróxido de sódio (soda cáustica) x d) hidróxido de alumínio
- b) ácido clorídrico e) ácido cítrico
- c) ácido sulfúrico
- 4.** (PUC-RS) A soda cáustica se comporta diante da fenolftaleína do mesmo modo que:
- x a) o amoníaco. c) a urina. e) o suco de laranja.
- b) a água da chuva. d) os refrigerantes gaseificados.
- 5.** (Faap-SP) O creme dental é básico, porque:
- a) produz dentes mais brancos. d) se fosse ácido, iria corroer o tubo (bisnaga).
- x b) a saliva é ácida. e) produz mais espuma.
- c) tem gosto melhor.
- 6.** (Vunesp-SP) Alguns produtos de limpeza contêm, em suas composições, amoníaco, que impropriamente é representado como NH₄OH [aq]. O cheiro forte e sufocante desse composto básico tende a desaparecer depois de utilizado na remoção de gordura impregnada em pias ou painéis.
- a) Forneça as equações químicas para a dissolução da amônia e para sua dissociação em água.
- b) Explique o desaparecimento do cheiro forte do amoníaco após sua utilização.
- 7.** A figura a seguir indica valores aproximados de pH a 25 °C.



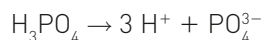
Com base nessas informações, classifique as afirmações em verdadeiras ou falsas.

- F I. O café é mais ácido do que o refrigerante.
 V II. A clara de ovo é um meio básico.
 V III. O leite de magnésia é o meio mais alcalino.
 V IV. Estão em ordem do meio mais ácido para o mais básico na sequência a seguir:
 refrigerante < suco de laranja < café < clara de ovo < leite de magnésia

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unioeste-PR) Os hidróxidos de sódio, cálcio, alumínio e magnésio são bases utilizadas com diferentes números de hidroxilas. Assinale a alternativa que define corretamente estas bases na sequência indicada.
- a) Monobase, dibase, dibase e monobase.
 - b) Monobase, monobase, tribase e dibase.
 - c) Dibase, dibase, tribase e dibase.
 - d) Tribase, monobase, monobase e monobase.
 - x e) Monobase, dibase, tribase e dibase.**

2. Considere a ionização total do ácido fosfórico (H_3PO_4):



Indique a alternativa na qual tem-se uma base que, na sua dissociação total, produz o mesmo número de íons, por fórmula, que o ácido fosfórico.

- a) Hidróxido de sódio.
 - b) Hidróxido de cálcio.
 - c) Hidróxido de prata.
 - ☒ d) Hidróxido de alumínio.
 - e) Hidróxido de bário.
3. (Fatec-SP) Leia atentamente a seguinte notícia publicada em jornal:

Alunos tomam soda cáustica durante aula e passam mal

Dezesseis alunos de uma escola particular de Sorocaba, interior de São Paulo, foram internados após tomar soda cáustica durante uma aula de Química.

Os alunos participavam de um exercício chamado “teste do sabor”: já haviam provado limão, vinagre e leite de magnésia e insistiram em provar a soda cáustica, produto utilizado na limpeza doméstica. Em pouco tempo, os alunos já começaram a sentir os primeiros sintomas: ardência na língua e no estômago, e foram encaminhados ao Hospital Modelo da cidade.

(Adaptado do “Diário do Grande ABC Online”, 19/09/2005.)

Sobre essa notícia, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. Os produtos ingeridos pelos alunos (limão, vinagre, leite de magnésia e soda cáustica) são todos ácidos e, por isso, corrosivos.
 - II. Tanto o leite de magnésia como a soda cáustica são compostos alcalinos.
 - III. A soda cáustica (NaOH) é uma base forte; o leite de magnésia (suspensão de $\text{Mg}(\text{OH})_2$) é uma base fraca. Isto ajuda a entender por que o leite de magnésia pode ser ingerido, mas a soda cáustica, não.
- Dessas afirmações,
- a) apenas I é correta.
 - b) apenas II é correta.
 - c) apenas III é correta.
 - ☒ d) II e III são corretas.
 - e) I e III são corretas.

4. (PUC-PR) Assinale a alternativa que representa as bases segundo o grau crescente de solubilidade:

- a) Hidróxido de Ferro II, Hidróxido de Sódio, Hidróxido de Cálcio.
- b) Hidróxido de Lítio, Hidróxido de Magnésio, Hidróxido de Cálcio.
- c) Hidróxido de Sódio, Hidróxido de Cálcio, Hidróxido de Magnésio.
- ☒ d) Hidróxido de Ferro II, Hidróxido de Cálcio, Hidróxido de Sódio.
- e) Hidróxido de Sódio, Hidróxido de Potássio, Hidróxido de Cálcio.

5. (Cefet-MG) Para determinar se uma solução ou uma substância pura tem caráter ácido ou básico pode-se utilizar uma solução contendo extrato de repolho roxo, em substituição à fenolftaleína. A tabela seguinte mostra a relação entre a solução/substância analisada e a cor da solução indicadora.

Solução/ substância	Cores
limão (aq)	rosa
água	roxo
cal virgem (aq)	verde

O indicador contendo extrato de repolho roxo torna-se verde na presença de

- a) ácido sulfúrico.
 - b) cloreto de sódio.
 - c) dióxido de carbono.
 - ☒ d) hidróxido de cálcio.
6. (UFJF-MG) Uma dona de casa realizou as seguintes operações:
1. Bateu em um liquidificador folhas de repolho roxo picadas com um pouco de água e depois aqueceu por cinco minutos.
 2. Separou o líquido, que apresentava cor roxa, das folhas, com o auxílio de um coador, e o dividiu em dois copos.
 3. A um dos copos, adicionou vinagre (ácido acético) e não houve alteração na cor do líquido, ou seja, ele permaneceu roxo.
 4. Ao outro copo, adicionou leite de magnésia (hidróxido de magnésio) e a cor do líquido passou para verde.

Assinale a afirmação correta:

- a) O processo de separação utilizado na primeira operação é a destilação.
 - ☒ b) O líquido que apresentava cor roxa, separado na segunda operação, funciona como indicador ácido-base.
 - c) O processo de separação utilizado na segunda operação é a decantação.
 - d) O hidróxido de magnésio é um óxido.
 - e) O vinagre é uma base.
7. (Enem) As informações abaixo foram extraídas do rótulo da água mineral de determinada fonte.

Água mineral natural	
Composição química provável em mg/L	
sulfato de estrôncio	0,04
sulfato de cálcio	2,29
sulfato de potássio	2,16
sulfato de sódio	65,71
carbonato de sódio	143,68
bicarbonato de sódio	42,20
cloreto de sódio	4,07
fluoreto de sódio	1,24
vanádio	0,07
Características físico-químicas	
pH a 25 °C	10,00
temperatura da água na fonte	24 °C
condutividade elétrica	$4,40 \cdot 10^{-4}$ ohms/cm
resíduo de evaporação a 180 °C	288,00 mg/L
Classificação	
"Alcalinobicarbonatada, fluoretada, vanádica"	

Indicadores ácido-base são substâncias que em solução aquosa apresentam cores diferentes conforme o pH da solução. O quadro a seguir fornece as cores que alguns indicadores apresentam à temperatura de 25 °C.

Indicador	Cores conforme o pH
azul de bromotimol	amarelo em $\text{pH} \leq 6,0$; azul em $\text{pH} \geq 7,6$
vermelho de metila	vermelho em $\text{pH} \leq 4,8$; amarelo em $\text{pH} \geq 6,0$
fenolftaleína	incolor em $\text{pH} \leq 8,2$; vermelho em $\text{pH} \geq 10,0$
alaranjado de metila	vermelho em $\text{pH} \leq 3,2$; amarelo em $\text{pH} \geq 4,4$

Suponha que uma pessoa inescrupulosa tenha guardado garrafas vazias dessa água mineral, enchendo-as com água de torneira (pH entre 6,5 e 7,5) para serem vendidas como água mineral. Tal fraude pode ser facilmente comprovada pingando-se na "água mineral fraudada", à temperatura de 25 °C, gotas de:

- ☒ a) azul de bromotimol ou fenolftaleína.
 - b) alaranjado de metila ou fenolftaleína.
 - c) alaranjado de metila ou azul de bromotimol.
 - d) vermelho de metila ou azul de bromotimol.
 - e) vermelho de metila ou alaranjado de metila.
8. (IFCE) O leite de vaca é um alimento rico em cálcio, elemento essencial para o fortalecimento e para a formação dos ossos. O pH normal do leite de vaca é aproximadamente 7. Uma vez tirado das tetas da vaca e submetido ao passar do tempo, esse valor vai diminuindo por causa do aparecimento de ácido láctico produzido por lactobacilos presentes no leite, até que o leite se torne azedo. Com a intenção de disfarçar essa decomposição natural do leite, alguns produtores mal-intencionados fazem a sua adulteração, adicionando bicarbonato de sódio. Com este procedimento, o pH do leite se eleva a um valor próximo de 9. Para detectar essa fraude, pode-se coletar uma amostra do leite e:
- I. Fervê-lo, observando se há formação de nata.
 - II. Gotejar fenolftaleína, observando se aparece cor rósea.
 - III. Colocar hidróxido de sódio, verificando se ocorre efervescência.

É correto o que se afirma:

- a) somente em I.
- ☒ b) somente em II.
- c) somente em III.
- d) em I e II.
- e) em II e III.

Achocolatado é recolhido depois de causar mal-estar em consumidores

Queixas chegaram à Vigilância Sanitária Estadual e foram relatadas por moradores de Canoas, São Leopoldo e Porto Alegre.

Na zona sul da Capital, uma menina de 10 anos foi levada ao Hospital de Pronto Socorro (HPS) depois que sentiu uma forte ardência na boca e na garganta ao beber o produto, comprado pela avó dela, que é dona de um minimercado no bairro Guarujá. A garota foi medicada e retornou para casa nesta tarde.

Segundo a responsável pelo setor de alimentos da Divisão de Vigilância Sanitária do Estado, Susete Lobo Saar de Almeida, uma análise laboratorial prévia do produto constatou alterações no pH da bebida. Esse índice, que aponta o quanto uma substância é ácida ou alcalina, estaria em torno de 13 — em uma escala que vai de zero a 14 — indicando grande alcalinidade no produto.

Fonte: <http://zerohora.clicrbs.com.br>

Qual das substâncias abaixo poderia ter causado o problema citado na reportagem?

- a) Ácido sulfúrico. c) Nitrato de potássio. e) Cloreto de amônio.
 x b) Hidróxido de sódio. d) Dióxido de carbono.

10. (Fuvest-SP) Em um laboratório químico, um estudante encontrou quatro frascos (1, 2, 3 e 4) contendo soluções aquosas incolores de sacarose, KCl , HCl e $NaOH$, não necessariamente nessa ordem. Para identificar essas soluções, fez alguns experimentos simples, cujos resultados são apresentados na tabela a seguir:

Frasco	Cor da solução após a adição de fenolftaleína	Condutibilidade elétrica	Reação com $Mg(OH)_2$
1	incolor	conduz	não
2	rosa	conduz	não
3	incolor	conduz	sim
4	incolor	não conduz	sim

[Dado: Soluções aquosas contendo o indicador fenolftaleína são incolores em pH menor do que 8,5 e têm coloração rosa em pH igual a ou maior do que 8,5.]

As soluções aquosas contidas nos frascos 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente, de:

- a) HCl , $NaOH$, KCl e sacarose. d) KCl , sacarose, HCl e $NaOH$.
 x b) KCl , $NaOH$, HCl e sacarose. e) $NaOH$, HCl , sacarose e KCl .
 c) HCl , sacarose, $NaOH$ e KCl .

11. O esquema a seguir mostra uma aparelhagem utilizada para testar a força de eletrólitos.

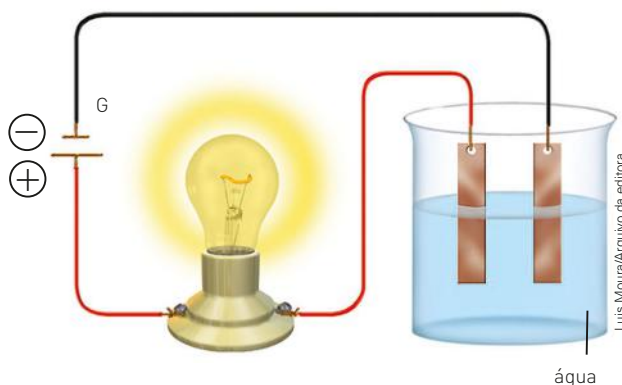
Quando uma substância X é adicionada ao frasco com água, verificamos que, dependendo da natureza de X, podem ocorrer três fenômenos:

- a lâmpada acende com brilho intenso;
- a lâmpada acende com brilho fraco;
- a lâmpada não acende.

Considere que X seja hidróxido de:

- a) amônio; f) magnésio;
 b) sódio; g) prata;
 c) potássio; h) ferro II;
 d) cálcio; i) ferro III.
 e) bário;

Escreva suas fórmulas e indique o comportamento da lâmpada em cada um dos casos.



Atividade prática

Usando vegetais e flores como indicadores de pH

Muitas flores e vegetais com cores fortes, especialmente vermelhas e roxas, contêm componentes que mudam de cor em diferentes pH. Alguns exemplos são o repolho roxo, a beterraba, o açaí, a amora e as pétalas de rosa vermelha.



Material necessário

- repolho roxo;
- água;
- liquidificador;
- coador ou papel de filtro usado para fazer café;
- alguns copos;
- etiquetas;
- lápis ou caneta para indicar o conteúdo de cada copo;
- vários produtos que você provavelmente tem em sua casa: vinagre branco, suco de limão, refrigerante de limão, leite de magnésia, limpa-vidros, sabonete branco, sabão de coco, antiácido, aspirina, sal e açúcar.

Procedimento

Coloque algumas folhas de repolho roxo no liquidificador com um pouco de água, bata por dois minutos e deixe em repouso por cinco minutos.

Em seguida, filtre o suco de repolho e recolha o filtrado.

Coloque o filtrado em vários copos e rotule cada um, indicando o nome do material que você irá adicionar a cada copo.

Adicione a cada um dos copos uma pequena amostra dos materiais mencionados acima e agite.

Compare as cores obtidas com as cores da escala da página 387.

Discussão

1. Quais produtos testados têm caráter ácido? Anote o seu pH.
2. Quais produtos testados têm caráter básico? Anote o seu pH.
3. Quais produtos testados têm caráter neutro? Atenção: $\text{pH} = 7$ é neutro a 25°C .

Repita o experimento substituindo o repolho roxo por outro produto.

Sabões e sabonetes

Os primeiros registros de um material semelhante ao nosso sabão foram encontrados na antiga região da Babilônia, em 2800 a.C. Esse material, de aspecto pastoso, era produzido com gordura animal e cinza de madeira, que contém substâncias alcalinas solúveis em água.

O sabão de cinza é bastante antigo e, atualmente, ainda é produzido de maneira artesanal em diversas regiões do Brasil. Isso ocorre devido ao seu baixo custo e à dificuldade de acesso à soda cáustica, álcali (base) altamente corrosivo utilizado na produção de sabão.

O sabão de cinza é considerado ecológico por não afetar o meio ambiente. Uma receita tradicional desse tipo de sabão leva sebo, cinza e água.

A cinza tem um alto poder de branquear. Para clarear panos de prato, devemos colocá-los de molho, ensaboados, em um balde com uma “trouxinha” de cinza. No dia seguinte, lave-os normalmente.

Já os sabonetes são um material mais recente. Por volta de 1878, Harley Procter e seu primo, o químico James Gamble, nos Estados Unidos, conseguiram produzir um sabão branco, cremoso e delicadamente perfumado: o sabonete.

Na fabricação de sabonetes, utilizam-se substâncias com maior teor de pureza. Além disso, são adicionados essências, corantes e branqueadores.



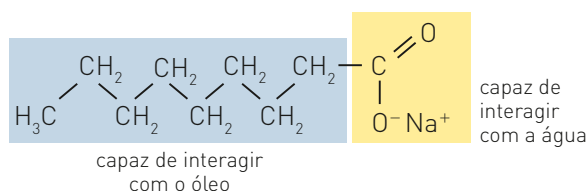
Reprodução/
Arquivo do autor

// Sabão de cinza envolvido por palha de milho.

Fontes das informações: <<http://naturlink.sapo.pt>>; <<http://qnesc.sbq.org.br>>; <www.visaoacademica.ufpr.br>. Acesso em: 7 abr. 2016.

Reflita

1. Qual é o principal metal alcalino encontrado nas cinzas? Consulte a tabela periódica e faça sua distribuição eletrônica.
2. Considere a estrutura de um sabão genérico sintetizado a partir do NaOH. Explique como esse sabão pode limpar o óleo derramado em uma roupa quando em contato com essa roupa e com a água.



3. Em sua opinião, a descoberta do método de produção do sabão, por volta de 2800 a.C., foi baseada em conhecimentos teóricos ou em observação? E, com o passar do tempo, como você acha que ocorreu o desenvolvimento desses produtos?

Cidadão consciente

O óleo que resta de frituras pode ser reaproveitado em receitas de sabão caseiro, o que evita que seja descartado de maneira inadequada e possa contaminar cursos de água. Pesquise se em sua cidade há entidades que recolhem e reaproveitam o óleo de uso doméstico. Em caso positivo, divulgue isso na escola.

Sais

Assim como os ácidos e as bases, os sais fazem parte do nosso dia a dia: o sal de cozinha, extraído geralmente da água do mar; o bicarbonato de sódio, que é utilizado como antiácido estomacal e fermento para massas; o sulfato de magnésio, laxante conhecido por sal amargo; e muitos outros.



// O principal componente do sal de cozinha (A) é o cloreto de sódio (NaCl). O bicarbonato de sódio (B), cuja fórmula é NaHCO_3 , pode ser usado como fermento na produção de bolos. O sulfato de magnésio (C), um laxante que só deve ser usado com indicação médica, tem fórmula MgSO_4 .

Como esses sais comuns no nosso dia a dia são brancos, para muitas pessoas a palavra *sal* está associada à cor branca. No entanto, existem vários sais coloridos. Geralmente, um sal colorido apresenta em sua fórmula um elemento de transição.



// O sulfato de cobre (CuSO_4), que é usado como algicida no tratamento de água de piscina, forma soluções aquosas azuis.



// O dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), um dos reagentes presentes nos "bafômetros", produz soluções aquosas alaranjadas.

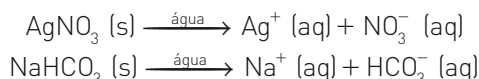
Os sais, compostos iônicos formados por cátions e ânions, são sólidos nas condições ambiente.

Definição

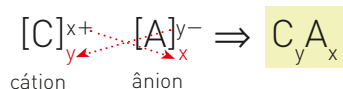
Segundo Arrhenius:

Sal: toda substância que, em solução aquosa, libera pelo menos um cátion diferente de H^+ (H_3O^+) e um ânion diferente de OH^- .

Exemplos:



Em geral, a fórmula de um sal pode ser obtida da seguinte maneira:



Nomenclatura dos sais

Para nomear um sal devemos inicialmente conhecer o nome do ânion, que é proveniente do nome de um ácido. Para isso, devemos substituir as terminações:

Sufixo do ácido	-ídrico	-ico	-oso
↓	↓	↓	↓
Sufixo do ânion	-eto	-ato	-ito

Para determinar o nome dos sais, pode-se utilizar o esquema

nome do sal $\Rightarrow$ nome do ânion + de + nome do cátion

Veja alguns exemplos:

Ácido	Ânion	Cátion	Sal
HCl ácido clorídrico	Cl ⁻ cloreto	Na ⁺ sódio	NaCl cloreto de sódio
H ₂ SO ₄ ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻ sulfato	K ⁺ potássio	K ₂ SO ₄ sulfato de potássio
HNO ₂ ácido nítrico	NO ₂ ⁻ nitrito	Al ³⁺ alumínio	Al(NO ₂) ₃ nitrito de alumínio

Usando tabelas que contenham os principais ânions e cátions, suas fórmulas e cargas, podemos formular e dar nomes aos sais.

Veja a seguir duas tabelas que apresentam os cátions e ânions mais comuns e alguns exemplos da sua utilização.

Ânions		
acetato: H ₃ CCOO ⁻	bicarbonato: HCO ₃ ⁻	bissulfato: HSO ₄ ⁻
brometo: Br ⁻	carbonato: CO ₃ ²⁻	cianeto: CN ⁻
cloreto: Cl ⁻	fluoreto: F ⁻	fosfato: PO ₄ ³⁻
hipoclorito: ClO ⁻	iodeto: I ⁻	nitrito: NO ₂ ⁻
nitrito: NO ₂ ⁻	permanganato: MnO ₄ ⁻	pirofosfato: P ₂ O ₇ ⁴⁻
sulfato: SO ₄ ²⁻	sulfeto: S ²⁻	sulfito: SO ₃ ²⁻

Cátions					
Carga fixa			Carga variável		
+1	lítio	Li ⁺	+1 e +2	cobre I (cuproso)	Cu ⁺
	sódio	Na ⁺		cobre II (cúprico)	Cu ²⁺
	potássio	K ⁺		mercúrio I (mercuroso)	Hg ₂ ²⁺
	rubídio	Rb ⁺		mercúrio II (mercúrico)	Hg ²⁺
	césio	Cs ⁺	+2 e +3	ferro II (ferroso)	Fe ²⁺
	frâncio	Fr ⁺		ferro III (férico)	Fe ³⁺
	amônio	NH ₄ ⁺		crômio II (cromoso)	Cr ²⁺
	prata	Ag ⁺		crômio III (crômico)	Cr ³⁺
+2	magnésio	Mg ²⁺	+2 e +4	chumbo II (plumboso)	Pb ²⁺
	cálcio	Ca ²⁺		chumbo IV (plúmbico)	Pb ⁴⁺
	estrôncio	Sr ²⁺		estanho II (estanos)	Sn ²⁺
	bário	Ba ²⁺		estanho IV (estânico)	Sn ⁴⁺
	rádio	Ra ²⁺			
	zinco	Zn ²⁺			
	cádmio	Cd ²⁺			
+3	alumínio	Al ³⁺			
	bismuto	Bi ³⁺			

Determinação da fórmula a partir do nome do sal

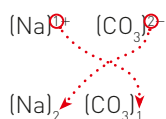
Exemplo: carbonato de sódio

Ânion: carbonato.

Procurando sua fórmula na tabela, temos: [CO₃²⁻]

Cátion: sódio.

Procurando sua fórmula na tabela, temos: [Na⁺].



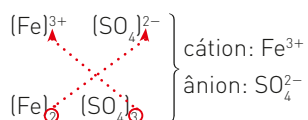
A soma das cargas é:

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) = 0$$

Determinação do nome a partir da fórmula do sal

Exemplo: Fe₂(SO₄)₃

Analisando a fórmula, determinam-se seu cátion e seu ânion de origem.



Procurando na tabela:

Fe³⁺: ferro III ou férrico

SO₄²⁻: sulfato

Nome do sal: sulfato férrico ou sulfato de ferro III.

Classificação dos sais

Os sais podem ser classificados pela natureza dos íons e pela solubilidade em água.

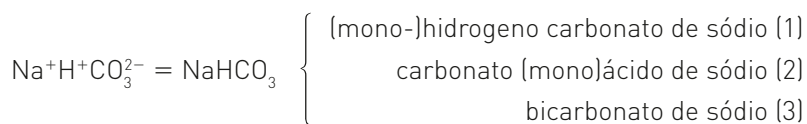
A natureza dos íons

- **Sal normal:** sal cujo ânion não possui hidrogênio ionizável (H^+) e também não apresenta o ânion OH^- .



- **Hidrogenossal:** apresenta dois cátions, dos quais um deles é obrigatoriamente o H^+ (hidrogênio ionizável), e somente um ânion.

No seu nome, deve-se indicar a quantidade de hidrogênios ionizáveis:



- O prefixo **mono** pode ser omitido.
- O uso do termo ácido precedido da quantidade de hidrogênios ionizáveis deve-se ao fato de que esses sais eram classificados como ácidos.
- O prefixo **bi** pode substituir o prefixo **mono** quando o hidrogenossal se origina de um ácido com 2 H^+ .

- **Hidroxissal** ou **sal básico:** sal que apresenta dois ânions, dos quais um deles é o OH^- (hidroxila), e somente um cátion. Na nomenclatura desses sais, deve-se indicar a presença e a quantidade de grupos OH^- de maneira semelhante aos sais que apresentam grupos H^+ . Assim, temos:

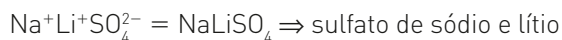


- **Sal duplo** ou **misto:** sal que apresenta dois cátions diferentes entre si e diferentes do H^+ ou dois ânions diferentes entre si e diferentes da hidroxila OH^- .

Nesse caso, a nomenclatura pode ser feita utilizando-se o seguinte esquema:

sal com dois cátions

[nome do ânion] de [nome dos cátions]



sal com dois ânions

[nome dos ânions] de [nome do cátion]



- **Sal hidratado:** apresenta, no retículo cristalino, moléculas de água em proporção definida. A água combinada dessa maneira chama-se água de cristalização, e a quantidade de moléculas de água é indicada, na nomenclatura do sal, por prefixos.

Exemplos:



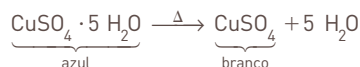
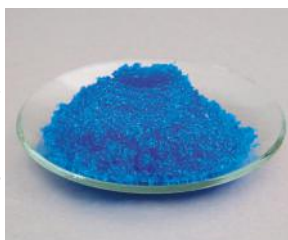
Andrew Lambert
Photography/SP/Latinstock

CoCl₂ · 6 H₂O:
cloreto de cobalto
hexa-hidratado.



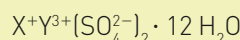
Sergio Dotta Jr./Arquivo da editora

MgSO₄ · 7H₂O:
sulfato de magnésio
hepta-hidratado.



/// O aquecimento provoca a desidratação do sulfato de cobre hidratado (azul), originando o sulfato de cobre anidro (branco).

- **Alúmen:** sal que contém um único tipo de ânion, o sulfato SO_4^{2-} , dois cátions, um monovalente (X^+) e um trivalente (Y^{3+}), e água de cristalização. Sua fórmula geral pode ser representada por:



O alúmen mais conhecido é a pedra-hume, adquirida em farmácias e cuja principal aplicação está relacionada à sua ação coagulante em pequenos cortes. É utilizada, geralmente, por barbeiros e manicures:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ = sulfato duplo de potássio e alumínio dodeca-hidratado



/// Pedra-hume.

A solubilidade em água

Na prática, a solubilidade é o critério mais importante para a classificação dos sais. A tabela a seguir indica a solubilidade das substâncias em água (a 25 °C e 1 atm).

Solubilidade em água			
Solúveis (como regra)	Insolúveis (principais exceções)	Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais exceções)
nitratos (NO_3^-) acetatos ($\text{CH}_3 - \text{COO}^-$)	—	sulfetos (S^{2-})	metais alcalinos, alcalinoterrosos e amônio (NH_4^+)
cloretos (Cl^-) brometos (Br^-) iodetos (I^-)	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} Hg^{2+}	carbonatos (CO_3^{2-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)
sulfatos (SO_4^{2-})	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}	fosfatos (PO_4^{3-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)

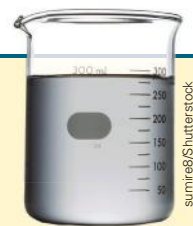
- Quando dizemos que um sal é insolúvel, significa que sua solubilidade em água é muito pequena, pois nenhuma substância é totalmente insolúvel.
- Todos os sais de metais alcalinos e de amônio (NH_4^+) são solúveis.

A solubilidade do sal tem relação importante com seu grau de dissociação iônica. Os sais solúveis apresentam um elevado grau de dissociação, originando soluções com grande quantidade de íons (soluções iônicas), sendo, por isso, considerados bons eletrólitos. Já os sais insolúveis sofrem pequena dissociação iônica, originando soluções com pequena quantidade de íons; são, por isso, considerados maus eletrólitos.



Note que no frasco existe líquido turvo, isto é, apresenta certa turbidez. Você sabia que a turbidez está relacionada, por exemplo, com a solubilidade dos sais?

Observando o conteúdo do frasco, o sal que foi adicionado à água é solúvel ou pouco solúvel? Justifique.



Fundamentando seus conhecimentos

1. [Olimpíada Brasileira de Química Júnior] A eclâmpsia é um tipo de complicação que produz convulsões em mulheres grávidas. Ela é a principal causa de mortalidade materna em todo o mundo. A prevenção e o tratamento das convulsões na eclâmpsia são realizados com o uso de uma substância composta, iônica e inorgânica, que está indicada em uma das alternativas abaixo.

- a) Ácido clorídrico (HCl)
- b) Cloro (Cl_2)
- c) Metanol (CH_3OH)
- x d) Sulfato de magnésio (MgSO_4)

2. [Olimpíada Brasileira de Química]

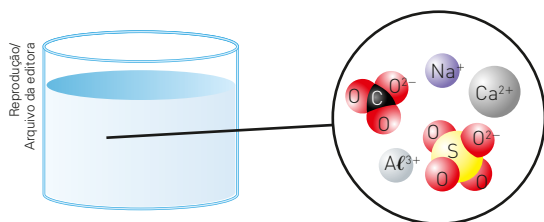
A sinusite é a inflamação das mucosas dos seios da face, região do crânio formada por cavidades ósseas ao redor do nariz, maçãs do rosto e olhos. Esse problema está relacionado ao impedimento da drenagem da secreção mucosa dos seios da face. Por isso, para combater a sinusite, o mais importante é diluir essa secreção, para eliminá-la mais facilmente. Inalações com solução salina produzem esse efeito.

<http://drauziovarella.com.br/letras/s/sinusite/> (Adaptado)

Uma mistura indicada para o tratamento do tipo de inflamação citada no texto é constituída por

- x a) H_2O e NaCl .
- b) etanol e açúcar.
- c) H_2O e açúcar.
- d) etanol e NaCl .

A respeito da solução aquosa representada na ilustração abaixo, responda às questões 3 e 4.



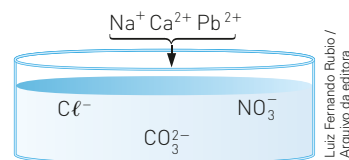
3. Quais são os nomes dos ânions?

4. Se toda a água for evaporada, teremos a formação de vários sais. Escreva todas as fórmulas e os nomes de todos os sais, formados por um único tipo de cátion e um único tipo de ânion, teoricamente possíveis de ser formados.

5. A fluorapatita, cuja fórmula é $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, é um dos componentes do esmalte do dente. Escreva os nomes e as fórmulas dos íons presentes nesse sal e suas respectivas cargas.

Os exercícios 6 a 8 devem ser resolvidos consultando a tabela de solubilidade da página 398.

Considere a solução aquosa contendo ânions, e que a ela sejam adicionados, separadamente, cada um dos cátions indicados abaixo:



- 6. Na adição de Na^+ , caso ocorra precipitação, escreva o nome e a fórmula do precipitado.
- 7. Na adição de Ca^{2+} , caso ocorra precipitação, escreva o nome e a fórmula do precipitado.
- 8. Na adição de Pb^{2+} , caso ocorra precipitação, escreva o nome e a fórmula do precipitado.
- 9. Ao sair dos reservatórios, a água passa por um tanque que contém carvão ativado e que retém, na sua superfície (adsorção), substâncias responsáveis por odores e gostos desagradáveis. Em seguida, já em outro tanque, recebe sulfato de alumínio [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$], barrilha [Na_2CO_3] ou cal virgem (CaO), que formam flocos. As impurezas que passaram pelo primeiro tanque aderem a esses flocos, resultando em estruturas maiores e de maior massa, as quais se decantam ao passarem pelo tanque seguinte — o de sedimentação.

Antes de ser enviada às residências, a água passa por um outro tanque, no qual é filtrada. Em seguida, recebe cloro, que elimina microrganismos (como bactérias), e flúor, importante na prevenção de cáries.

Baseando-se no texto, considere as seguintes afirmações:

- I. A água que chega à nossa casa é uma substância pura.
- II. Em sua casa, ao beber um copo de água, você está ingerindo somente dois elementos químicos.
- III. O número de elementos químicos presentes na barrilha é igual a 3.
- IV. O número de átomos presentes em uma única fórmula do sulfato de alumínio é igual a 17.

Dessas afirmações, está(ão) correta(s):

- a) todas.
- b) nenhuma.
- c) somente I e II.
- d) somente I e III.
- x e) somente III e IV.**

10. Considere os íons:

- cátions: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} ;
- ânions: Cl^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} ;

e escreva as fórmulas dos seguintes sais: cloreto de sódio, cloreto de cálcio, carbonato de sódio, carbonato de alumínio, fosfato de cálcio e fosfato de alumínio.

EXPLORE SEU MUNDO

Observe qualquer rótulo de garrafa mineral; você vai encontrar nomes e fórmulas de diversos cátions e ânions. Escreva as fórmulas de 4 possíveis sais presentes na água mineral.

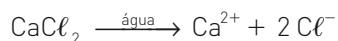
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Os compostos AgNO_3 , NH_4OH e HClO_4 são, respectivamente:

- a) sal, base, base. **x d) sal, base, ácido.**
- b) ácido, base, sal. **e) ácido, sal, ácido.**
- c) base, sal, base.

2. Considere os seguintes ânions: Br^- (brometo), PO_4^{3-} (fosfato) e SO_3^{2-} (sulfito). Escreva a fórmula e dê o nome dos sais obtidos pela combinação, em separado, desses ânions com o cátion Ca^{2+} (cálcio).

3. Em água, os sais sofrem dissociação. Observe um exemplo:



Escreva a equação que representa a dissociação dos seguintes sais:

- a) KCl . c) AlF_3 . e) Na_3PO_4 .
- b) NaNO_3 . d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

4. [Olimpíada Brasileira de Química] Leia a tabela a seguir e associe um nome da coluna da esquerda a cada um dos ânions da coluna da direita. Depois, indique a opção que apresenta a associação correta.

Nome	Ânion
(1) bicarbonato	
(2) carbonato	
(3) carboxilato	ClO^-
(4) hipoclorito	ClO_2^-
(5) clorato	CO_3^{2-}
(6) clorito	

- a) 4 – ClO^- ; 5 – ClO_2^- ; 1 – CO_3^{2-} .
- x b) 4 – ClO^- ; 6 – ClO_2^- ; 2 – CO_3^{2-} .**
- c) 5 – ClO^- ; 4 – ClO_2^- ; 3 – CO_3^{2-} .
- d) 6 – ClO^- ; 4 – ClO_2^- ; 1 – CO_3^{2-} .
- e) 6 – ClO^- ; 5 – ClO_2^- ; 2 – CO_3^{2-} .

Texto para a próxima questão:

Para resolver a(s) questão(ões) a seguir considere o texto retirado do *website* da Universidade Federal de São Paulo (Unifesp).

“[...] Junho de 2003. Um erro em uma indústria farmacêutica provoca intoxicação em dezenas de pessoas. Há uma morte confirmada e outras

15 suspeitas. A causa: um veneno chamado carbonato de bário. O Celobar, medicamento que causou a tragédia, deveria conter somente sulfato de bário. Mas, na tentativa de transformar o carbonato em sulfato, algum erro fez com que quase 15% da massa do Celobar comercializado fosse de carbonato de bário.

Pacientes tomam sulfato de bário para que os órgãos de seu sistema digestório fiquem visíveis nas radiografias. É o chamado contraste. O problema é que os íons bário são muito tóxicos. Quando absorvidos causam vômito, cólicas, diarreia, tremores, convulsões e até a morte. Cerca de 0,5 g é dose fatal. Mas, se a toxicidade é do bário, por que o sulfato de bário não é perigoso e o carbonato de bário sim?

É que o sulfato de bário praticamente não se dissolve na água. Sua solubilidade em água é de apenas $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L (sob temperatura de 25 °C). O que os pacientes ingerem é uma suspensão aquosa desse sal em que a maior parte dele não está dissolvida. Sem dissolução, não há, praticamente, dissociação do sal. É por isso que os íons bário não são liberados para serem absorvidos pelo organismo. Não há perigo.

Ainda assim, só para garantir, essa suspensão costuma ser preparada em uma solução de sulfato de potássio, um sal bastante solúvel em água. A função desse sal é aumentar a concentração de íons sulfato. Desse modo, o equilíbrio da dissociação do sal é bem deslocado para a esquerda, diminuindo ainda mais a presença de íons bário na suspensão.

Com o carbonato de bário é diferente. Apesar de pouco solúvel em água, ele reage com o ácido clorídrico do nosso estômago formando um sal solúvel, o cloreto de bário. Ao se dissolver, esse sal se dissocia, liberando íons bário para o organismo. O corpo absorve esses íons, e a intoxicação acontece. Triste é saber que uma simples gota de ácido clorídrico, misturada ao Celobar, teria evitado a tragédia. Essa gota produziria bolhas de gás carbônico, o que evidenciaria a presença do veneno no medicamento [...].

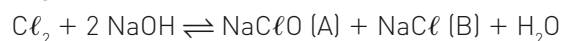
<http://www2.unifesp.br/reitoria/residuos/curiosidades/casocelobar> (data do acesso: 12/04/2016).

5. (Acafe-SC) Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos assinale a alternativa que contém as fórmulas das respectivas espécies químicas: carbonato de bário, sulfato de bário, sulfato de potássio, cloreto de bário, ácido clorídrico e gás carbônico.

- ✗ a) BaCO_3 , BaSO_4 , K_2SO_4 , BaCl_2 , HCl (aq), CO_2 (g)
- b) Ba_2CO_3 , BaSO_4 , KSO_4 , BaCl_2 , HCl (aq), H_2CO_3 (g).
- c) BaCO_3 , BaSO_3 , K_2CO_3 , BaCl_3 , HClO_3 (aq), CO_2 (g).
- d) BaCO_3 , BaSO_4 , KSO_4 , BaCl_2 , HCl (aq), CO_2 (g).

6. (UFF-RJ) Até os dias de hoje e em muitos lares, a dona de casa faz uso de um sal vendido comercialmente em solução aquosa com o nome de água sanitária ou água de lavadeira. Esse produto possui efeito bactericida, fungicida e alvejante.

A fabricação dessa substância se faz por meio da seguinte reação



Considerando a reação apresentada, os sais formados pelas espécies A e B são denominados, respectivamente:

- ✗ a) hipoclorito de sódio e cloreto de sódio.
- b) cloreto de sódio e clorato de sódio.
- c) clorato de sódio e cloreto de sódio.
- d) perclorato de sódio e hipoclorito de sódio.
- e) hipoclorito de sódio e perclorato de sódio.

7. (PUC-RS) No mar existem vários sais dissolvidos, tais como *cloreto de sódio*, *cloreto de magnésio*, *sulfato de magnésio* e outros. Também se encontram sais pouco solúveis na água, como o carbonato de cálcio, que forma os corais e as conchas. As fórmulas químicas das substâncias destacadas estão reunidas, respectivamente, em:

- ✗ a) NaCl , MgCl_2 , MgS e CaCO_3 .
- b) NaCl_2 , MgCl_2 , MgSO_4 e Ca_2C .
- c) NaCl_2 , MgCl , Mg_2SO_4 e $\text{Ca}(\text{CO}_3)_2$.
- d) NaCl , MgCl_2 , MgSO_4 e CaCO_3 .
- e) NaCl , Mg_2Cl , MgS e Ca_2CO_3 .

8. (UFPB) Os compostos $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, CaClBr , MgSO_3 , PbSO_4 são designados, respectivamente, como:

- a) ácido pirofosfórico, cloreto-brometo de cálcio, sulfito de magnésio, sulfeto de chumbo.
- b) ácido ortofosfórico, brometo-cloreto de cálcio, sulfato de magnésio, sulfito de chumbo.
- c) ácido metafosfórico, cloreto-brometo de cálcio, sulfito de magnésio, sulfato de chumbo.
- ✗ d) ácido pirofosfórico, brometo-cloreto de cálcio, sulfito de magnésio, sulfato de chumbo.
- e) ácido pirofosfórico, cloreto-brometo de cálcio, sulfato de magnésio, sulfito de chumbo.

9. (UEL-PR) Considere as soluções aquosas abaixo.

Solução	Cor
CuSO_4	azul
KNO_3	incolor
Na_2SO_4	incolor
K_2CrO_4	amarela

A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

- a) Cu^{2+} e SO_4^{2-}
- b) K^+ e CrO_4^{2-}
- c) K^+ e SO_4^{2-}
- d) Na^+ e NO_3^-
- x e) Cu^{2+} e CrO_4^{2-}

10. (Uerj) O técnico de uma farmácia deve usar um composto de enxofre para preparar um determinado medicamento.

Os compostos de que ele dispõe são:

- I. sulfato de sódio.
- II. sulfeto de zinco.
- III. sulfato de magnésio.
- IV. sulfeto de sódio.

O preparo desse medicamento deverá ser feito com o composto que apresente a maior razão entre o número de átomos de enxofre e o número total de átomos dos outros elementos.

Considerando uma unidade de cada composto, aquele a ser utilizado é o de número:

- a) I.
- x b) II.
- c) III.
- d) IV.

11. (Unitins-TO) O bromato de potássio, produto de aplicação controvertida na fabricação de pães, na ordem indicada na fórmula, apresenta elementos das famílias:

- x a) alcalinos, halogênios, calcogênios.
- b) alcalinoterrosos, calcogênios, halogênios.
- c) halogênios, calcogênios, alcalinos.

- d) calcogênios, halogênios, alcalinos.
- e) alcalinoterrosos, halogênios, calcogênios.

12. (Enem) De acordo com a legislação brasileira, são tipos de água engarrafada que podem ser vendidos no comércio para o consumo humano:

- água mineral: água que, proveniente de fontes naturais ou captada artificialmente, possui composição química ou propriedades físicas ou físico-químicas específicas, com características que lhe conferem ação medicamentosa;
- água potável de mesa: água que, proveniente de fontes naturais ou captada artificialmente, possui características que a tornam adequada ao consumo humano;
- água purificada adicionada de sais: água produzida artificialmente por meio da adição à água potável de sais de uso permitido, podendo ser gaseificada.

Com base nessas informações, conclui-se que:

- x a) os três tipos de água descritos na legislação são potáveis.
- b) toda água engarrafada vendida no comércio é água mineral.
- c) a água purificada adicionada de sais é um produto natural encontrado em algumas fontes específicas.
- d) a água potável de mesa é adequada para o consumo humano porque apresenta extensa flora bacteriana.
- e) a legislação brasileira reconhece que todos os tipos de água têm ação medicamentosa.

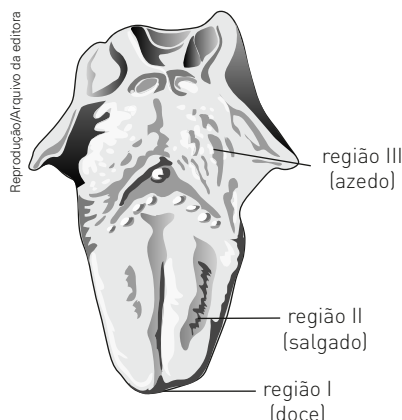
13. (Enem) O principal componente do sal de cozinha é o cloreto de sódio, mas o produto pode ter aluminossilicato de sódio em pequenas concentrações. Esse sal, que é insolúvel em água, age como antiu-mectante, evitando que o sal de cozinha tenha um aspecto empedrado.

O procedimento de laboratório adequado para verificar a presença do antiu-mectante em uma amostra de sal de cozinha é o(a):

- a) realização do teste de chama.
- b) medida do pH da solução aquosa.
- x c) medida da turbidez de uma solução aquosa.
- d) ensaio na presença de substâncias orgânicas.
- e) verificação de cátions monovalentes.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFG-GO) O esquema apresentado abaixo mostra as regiões da língua que respondem mais intensamente aos diferentes sabores.



Considere as seguintes substâncias representadas quimicamente:

1. NaCl . 3. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. 5. H_2O .
 2. H_3CCOOH . 4. Fe .

São capazes de excitar as regiões I, II e III da língua, respectivamente, as seguintes substâncias apresentadas:

- a) 5, 1 e 2. c) 4, 2 e 1. e) 2, 3 e 5.
 x b) 3, 1 e 2. d) 5, 4 e 3.

2. (UPM-SP) O hipoclorito de sódio é um sal utilizado frequentemente em soluções aquosas como desinfetante e/ou agente alvejante. Esse sal pode ser preparado pela absorção do gás cloro em solução de hidróxido de sódio mantida sob resfriamento, de modo a prevenir a formação de clorato de sódio. As soluções comerciais de hipoclorito de sódio sempre contêm quantidade significativa de cloreto de sódio, obtido como subproduto durante a formação do hipoclorito. Assim, é correto afirmar que as fórmulas químicas do hipoclorito de sódio, clorato de sódio e cloreto de sódio são, respectivamente:

- x a) NaClO , NaClO_3 e NaCl .
 b) NaClO_2 , NaClO_4 e NaCl .
 c) NaClO , NaClO_2 e NaCl .
 d) NaClO , NaClO_4 e NaClO_2 .
 e) NaClO_2 , NaClO_3 e NaCl .

3. (Ufal) Importante substância fertilizante é representada pela fórmula $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Seu nome é:
 a) hidrogenossulfato de amônio.
 b) sulfito de amônio.
 x c) sulfato de amônio.

- d) sulfato de amônio e hidrogênio.
 e) amoniato de enxofre e oxigênio.

4. (UFJF-MG) Sais inorgânicos constituídos por cátions e ânions de carga unitária dissociam-se quase completamente, já sais contendo cátions e ânions com uma carga ≥ 2 estão muito menos dissociados. Com base nessa informação, marque a alternativa na qual está o sal cuja solução deve apresentar a maior quantidade de íon metálico livre.

- a) Fluoreto de magnésio. x d) Cloreto de potássio.
 b) Sulfato de sódio. e) Fosfato de lítio.
 c) Nitrato de alumínio.

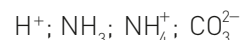
5. (Fuvest-SP) A seguir aparecem os nomes alquímicos e os nomes modernos de três compostos químicos:

- natro – carbonato de sódio.
- sal de Epsom – sulfato de magnésio.
- sal de Glauber – sulfato de sódio.

O elemento químico comum às três substâncias é:

- a) H. b) Na. c) S. d) C. x e) O.

6. (Fuvest-SP) Considere as seguintes espécies químicas:



Qual das fórmulas a seguir é correta?

- a) NH_4CO_3 c) HCO_3 e) $\text{NH}_4[\text{CO}_3]_2$
 x b) NH_4HCO_3 d) NH_3CO_3

7. (PUC-PR) Relacione a coluna da direita com a da esquerda:

1. NaHCO_3	(A) Ácido fosfórico
2. $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$	(B) Hidróxido plúmbico
3. H_2SO_3	(C) Carbonato de sódio
4. $\text{Pb}(\text{OH})_4$	(D) Ácido sulfúrico
5. H_3PO_4	(E) Pirofosfato de magnésio
	(F) Hidróxido plumboso
	(G) Bicarbonato de sódio

A alternativa que relaciona corretamente fórmula e nome é:

- x a) 1 – G; 2 – E; 4 – B; 5 – A.
 b) 1 – C; 2 – E; 3 – D; 5 – A.
 c) 1 – C; 2 – F; 3 – D; 5 – A.
 d) 1 – G; 2 – A; 3 – D; 4 – B.
 e) 2 – E; 3 – D; 4 – B; 5 – A.

8. (Uece) Truque óptico e químico — Os filmes fotográficos possuem sais de prata. Quando exposta à luz, a prata que compõe esses sais passa a ser

visível, na forma de milhões de pontinhos escuros que desenham a fotografia tirada. Com relação à prata, assinale a alternativa correta.

- a) São sais de prata: AgNO_3 , AgHCO_3 , AgClO e Ag_2O .
 X b) O cátion mais importante é Ag^+ .
 c) Sua distribuição eletrônica é:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$.
 d) É um elemento de transição pertencente ao 6º período da tabela periódica.

9. (UFG-GO) As instruções da bula de um medicamento usado para reidratação estão resumidas no quadro a seguir.

Modo de usar: dissolva o conteúdo do envelope em 500 mL de água.

Composição: cada envelope contém

cloreto de potássio	75 mg
citrato de sódio di-hidratado	145 mg
cloreto de sódio	175 mg
glicose	10 g

Quais são as substâncias do medicamento que explicam a condução elétrica da solução do medicamento? Justifique sua resposta.

10. (UEPG-PR) Assinale a alternativa que contém, nesta ordem, as fórmulas dos seguintes sais: cloreto férrico, sulfato plumboso, nitrito de potássio e perclorato de sódio.

- a) FeCl_2 , PbSO_4 , KNO_3 , NaClO_4
 b) FeCl_2 , $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$, KNO_2 , NaClO_4
 c) FeCl_3 , $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$, KNO , NaClO_3
 d) FeCl_2 , PbSO_3 , KNO_3 , NaClO_3
 X e) FeCl_3 , PbSO_4 , KNO_2 , NaClO_4

11. (Vunesp) A amônia (NH_3) pode ser biologicamente produzida, sendo encontrada em excrementos de seres humanos e de outros animais. Esta substância apresenta caráter alcalino, podendo reagir com outros gases presentes na atmosfera, responsáveis pela chuva ácida. As reações de neutralização desta base com os ácidos sulfúrico (H_2SO_4) e nítrico (HNO_3) produzem, respectivamente, os sais:

- a) NH_3HSO_4 e NH_3NO_3 .
 b) NH_3HSO_3 e $(\text{NH}_3)_2\text{NO}_2$.
 c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ e NH_4NO_3 .
 d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e $\text{NH}_4(\text{NO}_2)_2$.
 X e) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e NH_4NO_3 .

12. (Unifor-CE) Os íons Ca^{2+} , ClO^- e Cl^- compõem o sal de fórmula:

- X a) $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$.
 b) $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}_2$.
 c) $\text{Ca}(\text{ClO})_2\text{Cl}$.
 d) $\text{Ca}_2(\text{ClO})_2\text{Cl}$.
 e) $\text{Ca}(\text{ClO})_2(\text{Cl})_2$.

13. (Unicamp-SP) Frequentemente, tem-se recorrido à exumação de ossadas para investigação policial e arqueológica.

Os ossos que restaram após um longo período de sepultamento resistiram à ação do tempo por serem constituídos, principalmente, por um tipo de fosfato de cálcio, muito estável, de fórmula genérica $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_x$.

- a) Qual o nome do elemento químico que, no composto anteriormente citado, aparece na forma de cátion?
 b) Consulte a tabela periódica e indique outro elemento que poderia substituir o cátion do referido composto.
 c) Determine o valor de x indicado na fórmula. Lembre-se de que a fórmula do ácido fosfórico é H_3PO_4 .

14. (FGV-SP) No desenvolvimento de novos materiais para construção civil, pesquisadores da Suécia, em 1924, submeteram uma mistura de cal, cimento, areia e pó de alumínio a vapores de água sob alta pressão e temperatura.

Como resultado, obtiveram um composto químico estável, o ortossilicato de cálcio, com orifícios com aspectos de células, recebendo o nome de "concreto celular". Esse material é leve, resistente e não é agressivo à saúde e ao meio ambiente; é empregado para fabricação de blocos utilizados na construção de casas e prédios. O ortossilicato é um íon tetravalente que contém 32 elétrons no total em sua estrutura eletrônica de Lewis (elétrons das camadas de valência dos átomos mais os correspondentes à carga do íon). A fórmula correta desse composto é:

- a) Ca_2SiO_3 .
 b) CaSiO_3 .
 c) $\text{Ca}_2\text{Si}_2\text{O}_7$.
 d) CaSiO_4 .
 X e) Ca_2SiO_4 .

15. (Unisinos-RS) Na indústria de celulose e papel, o sulfato ácido de cálcio desempenha importante função, pois tem a capacidade de dissolver a lignina, que mantém unidas as fibras de celulose, permitindo que esta seja transformada em polpa de papel. A fórmula molecular correta, para o sulfato ácido de cálcio, é:

- a) CaHSO_3 .
 b) CaHSO_4 .
 c) $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$.
 d) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$.
 e) $\text{Ca}(\text{HS})_2$.

16. (Unifor-CE) Associe corretamente, de cima para baixo, a coluna da esquerda com a da direita:

I. $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	() sal básico
II. $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$	() sal duplo
III. NaKSO_4	() sal ácido
IV. NaHCO_3	() sal hidratado

A associação correta é:

- a) I, III, IV, II.
 b) II, IV, III, I.
 c) I, II, III, IV.
 X d) II, III, IV, I.

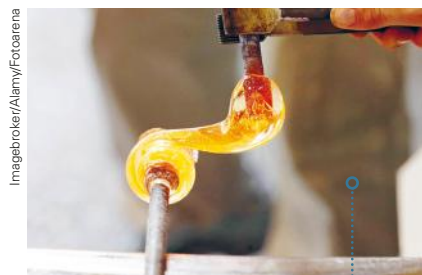
Alguns sais, suas aplicações e suas características



Mediimage/RMDiomedica

Cloreto de sódio — NaCl

O cloreto de sódio é o principal componente do sal de cozinha e é extraído da água do mar nas salinas. Está presente nos soros fisiológico e caseiro. No sal de cozinha, além do NaCl , existem outros sais, como os iodetos ou iodatos de sódio (NaI , NaIO_3) e de potássio (KI , KIO_3), cuja presença é obrigatória por lei. A deficiência de iodo no organismo pode acarretar a doença denominada bócio (foto), vulgarmente conhecida como papo.



Imagebroker/Alamy/Fotoarena

Carbonato de sódio — Na_2CO_3

O carbonato de sódio é uma das matérias-primas usadas na produção do vidro.



Singkharn/Shutterstock

Fosfato de cálcio — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Encontrado na crosta terrestre, o fosfato de cálcio constitui a matéria-prima utilizada na produção do elemento fósforo. Quando tratado com ácido sulfúrico, produz fertilizante fosfatado. É o principal componente da “farinha de ossos”, um fertilizante.



Thinkstock/Getty Images

Carbonato de cálcio — CaCO_3

O carbonato de cálcio é encontrado em grande quantidade na natureza, constituindo o calcário e o mármore. Está presente também nas estalactites, nas estalagmites e na casca do ovo. É usado para diminuir a acidez do solo e como abrasivo em cremes dentais.



Jupiter Images/StockImage/Latinstock

Bicarbonato de sódio — NaHCO_3

O bicarbonato de sódio é utilizado na fabricação de fermentos químicos, antiácidos e extintores de incêndio. A efervescência corresponde à liberação de CO_2 (g).



Cristina Xavier/Fine Photo

Hipoclorito de sódio — NaClO

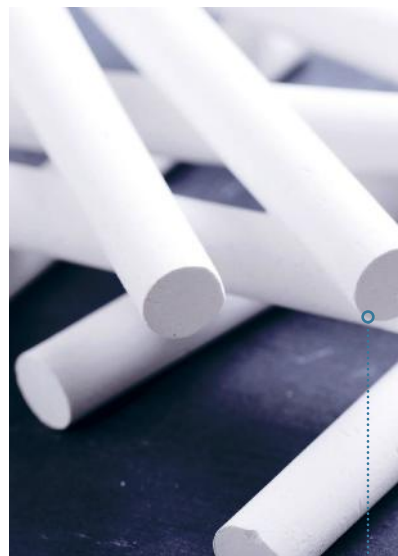
Um dos usos do hipoclorito de sódio é como alvejante (branqueador), podendo estar presente na água sanitária. Por ser um poderoso agente antisséptico, é usado para a limpeza de residências, hospitais, etc.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Nitrato de sódio — NaNO_3

O nitrato de sódio é conhecido como salitre do Chile e é usado na fabricação de fertilizantes e pólvora.



Thinkstock/Getty Images

Sulfato de cálcio — CaSO_4

O sulfato de cálcio é utilizado como gesso. Encontra-se também na composição do giz escolar.



Fernanda Clevin/Arquivo da editora

Sulfato de alumínio — $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Sua aplicação mais importante é no tratamento da água. Ao ser adicionado à água em meio básico, forma flocos, que se juntam a impurezas sólidas presentes na água, constituindo estruturas maiores, que precipitam. Esse processo é denominado **floculação**.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. [Uerj] O consumo inadequado de hortaliças pode provocar sérios danos à saúde humana. Assim, recomenda-se, após lavar as hortaliças em grande quantidade de água, imergi-las nesta sequência de soluções aquosas:

- hipoclorito de sódio;
- vinagre;
- bicarbonato de sódio.

Dos quatro materiais empregados para limpeza das hortaliças, dois deles pertencem à seguinte função química:

- × a) sal.
b) ácido.
c) óxido.
d) hidróxido.

2. Faça a associação correta.

- I. Soro caseiro
- II. Pólvora
- III. Barrilha
- IV. Osso
- V. Coral, concha
- VI. Laxante
- VII. Giz
- VIII. Desodorante

- a) Na_2CO_3
- b) NaHCO_3
- c) CaSO_4
- d) NaCl
- e) NaNO_3
- f) CaCO_3
- g) MgSO_4
- h) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

3. [Unicamp-SP] Um fermento químico utilizado para fazer bolos é o sal bicarbonato de amônio, também chamado carbonato ácido de amônio. Quando aquecido, esse sal se decompõe em dióxido de carbono (gás carbônico), amônia e água. Escreva a equação química desse processo, e explique como essa reação favorece o crescimento do bolo.

4. [UPE] Um trecho do “Canto Armorial ao Recife, Capital do Reino do Nordeste”, de Ariano Suassuna, é transcrito a seguir:

Que o Nordeste é uma Onça e estão seus ombros
queimados pelo Sol e pelo sal:
as garras de **arrecifes**, os Lajedos,
são seus dentes-de-pedra e ossos-de-cal.
A Liberdade e o sangue da Inumana
precisam de teu Gládio e do Punhal!

(Disponível em: <http://sergiobgomes.wordpress.com>)



Reprodução/UPEPE, 2015.

Que tipo de constituinte químico é o mais destacado nas estruturas naturais metaforizadas nesses versos?

- × a) CaCO_3
b) CaCl_2
c) CaO
d) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
e) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

5. [Enem] Com o aumento da demanda por alimentos e a abertura de novas fronteiras agrícolas no Brasil, faz-se cada vez mais necessárias a correção da acidez e a fertilização do solo para determinados cultivos. No intuito de diminuir a acidez do solo de sua plantação (aumentar o pH), um fazendeiro foi a uma loja especializada para comprar conhecidos insumos agrícolas, indicados para essa correção. Ao chegar à loja, ele foi informado de que esses produtos estavam em falta. Como só havia disponíveis alguns tipos de sais, o fazendeiro consultou um engenheiro agrônomo procurando saber qual comprar.

O engenheiro, após verificar as propriedades desses sais, indicou ao fazendeiro o:

- a) KCl .
b) CaCO_3 .
× c) NH_4Cl .
d) Na_2SO_4 .
e) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) A irrigação artificial do solo pode ser feita de várias maneiras. A água utilizada para a irrigação é proveniente de lagos ou rios e contém pequenas quantidades de sais dissolvidos. Sabe-se, desde a mais remota antiguidade, que a irrigação artificial intensa pode levar à salinização do solo, tornando-o infértil, principalmente em locais onde há poucas chuvas. Em regiões onde chove regularmente, de modo a não ser necessária a irrigação, a salinização não ocorre.

a) Como se pode explicar a salinização do solo?
b) Por que a água da chuva não provoca salinização?

2. (PUC-MG) Para descascar facilmente camarões, uma boa alternativa é fervê-los rapidamente em água contendo suco de limão. Sabendo-se que a casca de camarão possui carbonato de cálcio, é provável que o suco de limão possa ser substituído pelos seguintes produtos, exceto:

a) vinagre.
b) suco de laranja.
c) ácido ascórbico (vitamina C).

☒ d) bicarbonato de sódio.

3. (CPS-SP) A calagem é um processo usado para preparar o solo para a agricultura. Tem a finalidade de diminuir a acidez do solo, fornecendo suprimento de cálcio e magnésio para as plantas. Nesse processo, pode-se usar calcário, no qual o principal componente é o carbonato de cálcio, CaCO_3 .

Sobre as informações fornecidas é correto afirmar que

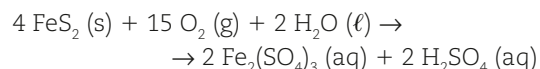
a) no processo descrito, temos a adição de metais pesados ao solo.
b) no principal componente do calcário, temos cinco elementos químicos.
c) a calagem consiste na adição de um composto com caráter ácido ao solo.
d) o principal componente do calcário é fonte de cálcio e magnésio para as plantas.

☒ e) o suprimento de magnésio deve vir de outro composto que não seja o carbonato de cálcio.

4. (Enem)

A formação frequente de grandes volumes de pirita (FeS_2) em uma variedade de depósitos mi-

nerais favorece a formação de soluções ácidas ferruginosas, conhecidas como “drenagem ácida de minas”. Esse fenômeno tem sido bastante pesquisado pelos cientistas e representa uma grande preocupação entre os impactos da mineração no ambiente. Em contato com oxigênio, a 25 °C, a pirita sofre reação, de acordo com a equação química:



FIGUEIREDO, B. R. *Minérios e ambiente*.
Campinas: Unicamp, 2000.

Para corrigir os problemas ambientais causados por essa drenagem, a substância mais recomendada a ser adicionada ao meio é o:

a) sulfeto de sódio.
b) cloreto de amônio.
c) dióxido de enxofre.
d) dióxido de carbono.

☒ e) carbonato de cálcio.

5. (IFBA) Uma mistura extremamente complexa de todos os tipos de compostos – proteínas, peptídeos, enzimas e outros compostos moleculares menores – compõem os venenos dos insetos. O veneno de formiga tem alguns componentes ácidos, tal como o ácido fórmico ou ácido metanoico, enquanto o veneno da vespa tem alguns componentes alcalinos. O veneno penetra rapidamente o tecido uma vez que você foi picado.

Sobre o veneno dos insetos, pode-se afirmar que:

a) O veneno de formigas possui pH entre 8 e 10.
b) A fenolftaleína é um indicador de pH e apresenta a cor rosa em meio básico e apresenta aspecto incolor em meio ácido, no entanto, na presença do veneno da vespa esse indicador teria sua cor inalterada devido à mistura complexa de outros compostos.

☒ c) O veneno da formiga, formado por ácido fórmico, de fórmula H_2CO_2 poderia ser neutralizado com o uso de bicarbonato de sódio.

d) Segundo a teoria de Arrhenius, o veneno de vespa, em água, possui mais íons hidrônio do que o veneno de formiga.

e) Os venenos de ambos os insetos não produzem soluções aquosas condutoras de eletricidade.



sirtravelat/Shutterstock



Gidok/Shutterstock

/// A pedra-pomes é formada por aproximadamente 70% de SiO_2 (óxido de silício) e 30% de Al_2O_3 (óxido de alumínio).

 CORES FANTASIA

 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

/// O principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita, cuja fórmula pode ser representada por $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. A hidroxiapatita é dura, praticamente insolúvel em água, mas pode ser atacada por ácidos.

Os dentes são estruturas essenciais para a mastigação dos alimentos e, portanto, para a sobrevivência do ser humano. Por isso, devem ser muito bem cuidados.

A preocupação com a saúde dos dentes não é tão recente quanto se pode pensar.

Para a limpeza dos dentes, os egípcios antigos já usavam, por volta de 2000 a.C., uma mistura abrasiva constituída de pedra-pomes pulverizada e vinagre.

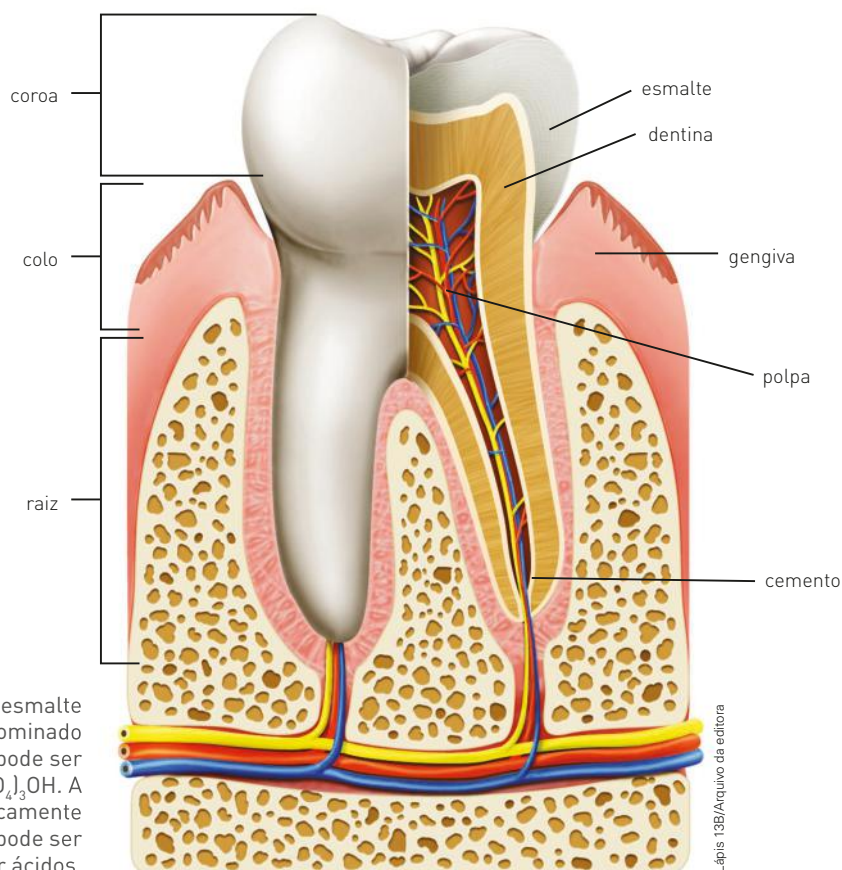
Para aplicar essa mistura, os mais ricos utilizavam uma escova feita de pelo de cavalo e os mais pobres usavam os dedos ou pequenos ramos de árvores.

Na China, por volta de 300 a 500 a.C., era usada para limpeza dos dentes uma mistura de cinza de ossos de boi, arroz triturado (em pó) e casca de ovos (em pó). O principal componente da casca do ovo é o carbonato de cálcio (CaCO_3).

Um creme dental semelhante aos de hoje só foi criado no fim do século XIX, por um dentista norte-americano.

Anatomia

Os dentes são importantes no processo de mastigação, para a ingestão de alimentos. São estruturas mineralizadas, esbranquiçadas, resistentes e estão implantados na mandíbula e nas maxilas. Anatomicamente, são formados por três partes: coroa, colo e raiz.



Lápis 138/Arquivo da editora

Grande parte da população é afetada pelo processo de dissolução da hidroxiapatita, chamado de desmineralização, que forma cavidades nos dentes, o que pode originar a cárie.

Com a finalidade de proteger o esmalte dos dentes da ação dos ácidos, atualmente podemos utilizar alguns sais de flúor, como:

- $\text{Na}_4(\text{PO}_4)\text{F}$ – monoflúor fosfato de sódio;
- NaF – fluoreto de sódio.

Estes sais estão presentes na água tratada de muitas cidades, em produtos odontológicos e em cremes dentais.



Um dos principais aspectos destacados pelo *marketing* de vários cremes dentais é a indicação da presença de flúor nas embalagens. Este termo, porém, está incorreto: na verdade, todos os cremes dentais contêm o íon fluoreto (F^-).

O íon fluoreto “flúor” tem como finalidade a transformação da hidroxiapatita em fluorapatita $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}]$, que é ainda menos solúvel em água e menos suscetível ao ataque de ácidos, fortalecendo o esmalte dos dentes.

A tabela a seguir mostra os componentes básicos dos cremes dentais.

Componente ativo	Abrasivo	Detergente	Outros
• $\text{Na}_4(\text{PO}_4)\text{F}$ • NaF	• CaCO_3 • SiO_2	• laurilsulfato de sódio	• água deionizada • aromatizantes • corantes • benzoato de sódio (conservante) • carboximetilcelulose (espessante) • goma • sacarina sódica (adoçante)

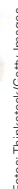
Reflita

1. Os cremes dentais têm caráter ácido ou básico? Justifique.
2. O que é uma substância abrasiva?
3. Será que a ingestão constante de refrigerantes pode levar à formação de cáries? Justifique.



alice-photo/Shutterstock

Quando um ácido e uma base são misturados, ocorre uma reação entre essas duas espécies, formando um sal e água. Essa reação é denominada reação de neutralização. Qualquer ácido neutraliza qualquer base e vice-versa.



410 UNIDADE 6 | FUNÇÕES INORGÂNICAS

Diagram illustrating the neutralization of hydrochloric acid (HCl) with sodium hydroxide (NaOH):

Reactants:

- $\text{H}^+ \text{ (aq)}$ and $\text{Cl}^- \text{ (aq)}$ (from HCl (aq) , meio ácido)
- $\text{Na}^+ \text{ (aq)}$ and $\text{OH}^- \text{ (aq)}$ (from NaOH (aq) , meio básico)

Reaction:

$\text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$

Products:

- $\text{Na}^+ \text{ (aq)}$ and $\text{Cl}^- \text{ (aq)}$ (meio neutro)
- NaCl (s) (precipitate, indicated by Δ and upward arrows)

Source: Luis Moura/Arquivo da editora

$$\begin{array}{l} \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \Rightarrow \text{cada molécula de HNO}_3 \text{ produz 1 H}^+ \\ \text{Mg(OH)}_2 \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^- \Rightarrow \text{cada fórmula de Mg(OH)}_2 \text{ produz 2 OH}^- \end{array}$$

$$2 \text{HNO}_3 + 1 \text{Mg(OH)}_2 \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{NO}_3^-)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$2 \text{H}^+ + 2 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$$

$$2 \text{NO}_3^- + 2 \text{Mg}^{2+} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{NO}_3^-)_2$$

$$2 \text{HNO}_3 + 1 \text{Mg(OH)}_2 \longrightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

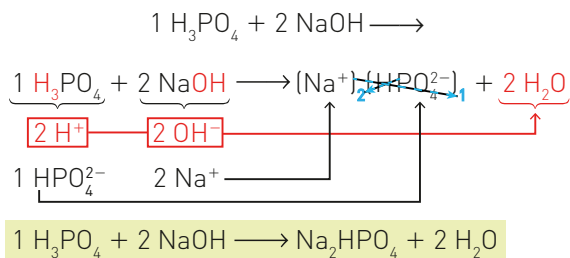
nitrato de magnésio

$$\begin{array}{c}
 \underbrace{1 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 1 \text{ NaOH}} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{H}_2\text{PO}_4^- + \underbrace{1 \text{ H}_2\text{O}} \\
 \boxed{1 \text{ H}^+} \quad \boxed{1 \text{ OH}^-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} \\
 \underbrace{1 \text{ H}_2\text{PO}_4^- \quad 1 \text{ Na}^+} \longrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4
 \end{array}$$

$$1 \text{ H}_3\text{PO}_4 + 1 \text{ NaOH} \longrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + 1 \text{ H}_2\text{O}$$

- Dessa reação de **neutralização parcial do ácido** resultou o **sal ácido** ou **hidro-genossal** fosfato diácido de sódio ou di-hidrogeno-fosfato de sódio (NaH_2PO_4).

Imagine agora que a reação deverá ocorrer entre uma molécula do ácido e duas íon-fórmula da base, na proporção (1 : 2):



O sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como **sal ácido** ou **hidro-genossal** e seu nome é fosfato (mono)ácido de sódio ou (mono-)hidrogenofosfato de sódio.

Neutralização parcial da base

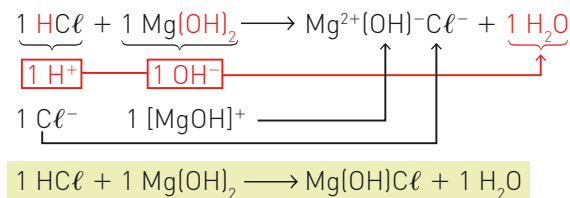
Veja agora um exemplo de neutralização parcial da base com formação do respectivo sal.

Ácido clorídrico + hidróxido de magnésio



- cada molécula de HCl produz 1 íon H^+ ;
- cada fórmula de Mg(OH)_2 produz 2 íons OH^- .

Como cada íon H^+ neutraliza um íon OH^- , teremos a formação de uma molécula de H_2O . A base Mg(OH)_2 não é neutralizada completamente e forma-se o cátion $[\text{Mg}^{2+}(\text{OH})^-]$ ou $[\text{Mg(OH)}]^+$.



Dessa reação de neutralização parcial da base resultou o sal cloreto (mono) básico de magnésio ou (mono-)hidroxicloreto de magnésio $[\text{Mg(OH)Cl}]$.

O sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como **sal básico** ou **hidroxissal**.



Fernando Vivaldini/Fotocarena

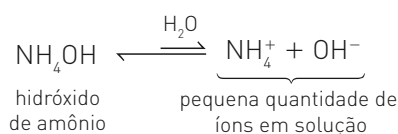
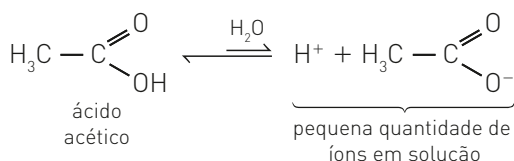
// O hidróxido de magnésio, conhecido como leite de magnésia, é utilizado como antiácido, para reduzir a acidez estomacal.

Exercício resolvido

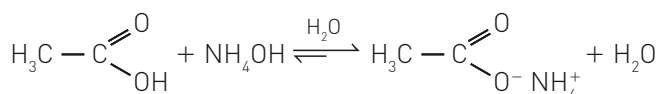
(Fuvest-SP) Soluções aquosas de ácido acético e de hidróxido de amônio têm baixa condutividade elétrica quando separadas. Todavia, ao misturá-las em volumes iguais, obtém-se uma solução com maior condutividade. Dê uma explicação para esse fato, equacionando as reações envolvidas.

Solução

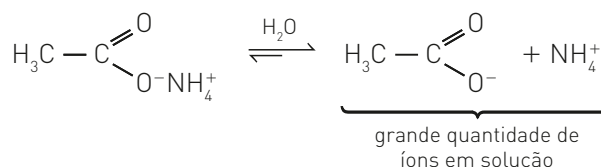
A condutibilidade elétrica depende da quantidade de íons presentes na solução. Assim, a baixa condutibilidade elétrica das soluções de ácido acético e de hidróxido de amônio é devida ao fato de que ambas apresentam baixo grau de ionização, ou seja, são maus eletrólitos.



Quando misturamos as duas soluções, ocorre uma reação de neutralização, produzindo um sal de acordo com a equação:



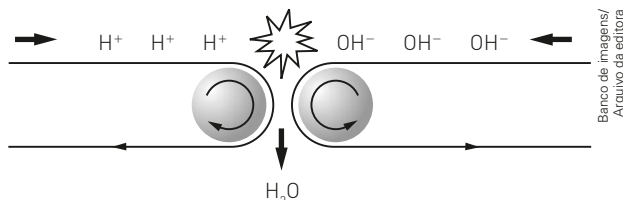
O sal formado, acetato de amônio, é solúvel e apresenta um grau de dissociação de praticamente 100%. Esse sal origina uma solução com grande quantidade de íons, fazendo com que a condutibilidade elétrica seja elevada. A dissociação do sal poderia ser representada por:



Fundamentando seus conhecimentos

Com base na ilustração, responda às questões 1 a 4.

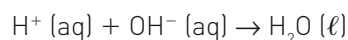
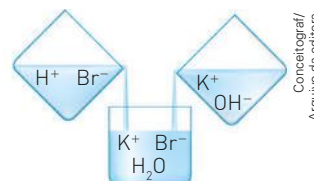
A ilustração a seguir é uma analogia de uma reação química importante que libera calor (exotérmica).



- Equacione a reação representada na ilustração.
- Qual é o nome dessa reação?
- Essa reação ocorre no nosso organismo durante o tratamento de qual quadro clínico?
 - dor de cabeça.
 - tontura.
 - azia.
 - febre.

4. Quais são as funções inorgânicas que reagem entre si da maneira indicada?

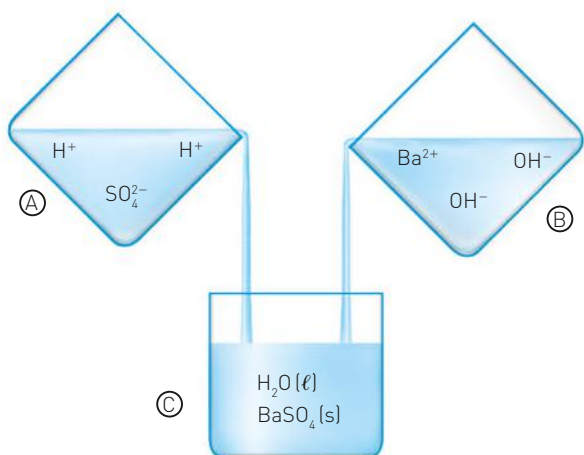
5. Ao misturarmos duas soluções aquosas HBr (aq) e KOH (aq), ocorre uma reação entre os íons H^+ e OH^- denominada reação de neutralização.



- O cátion (K^+) e o ânion (Br^-) permanecem em solução. O que devemos fazer para obter o sal?
- Escreva em seu caderno as fórmulas das substâncias que completam a equação:



6. A respeito da ilustração, que representa a reação entre soluções aquosas de ácido sulfúrico e hidróxido de bário, responda:



Conceitograf/Arquivo da editora

- Qual é o melhor procedimento para separar o sal?
- Dê o nome do sal.
- Escreva em seu caderno a equação que representa a reação.
- Qual dos três sistemas não apresenta condutibilidade elétrica?

7. (Uniupe/Pias-MG) A reação entre ácido sulfúrico e carbonato de cálcio forma um sal com aplicação médica em engessamento para imobilizações. Assinale a alternativa que apresenta essa substância.

- ☒ a) CaSO_4 , sulfato de cálcio.
☐ b) CaSO_3 , sulfeto de cálcio.
☐ c) CaS , sulfeto de cálcio.
☐ d) Ca_2SO_4 , sulfato de cálcio.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Olimpíada Brasileira de Química) Uma colisão entre caminhões numa estrada causou o vazamento de cerca de 50 litros de ácido sulfúrico (H_2SO_4), com 98% de concentração. Não houve feridos. A companhia ambiental adicionou cal hidratada – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – no local. Depois realizou a limpeza da pista e das áreas afetadas. No tratamento da área ocorreu uma reação de

- a) cloração.
☒ b) neutralização.
c) saponificação.
d) simples troca.

2. (Fuvest-SP) Quando se adiciona uma solução aquosa de um ácido forte a uma solução aquosa de uma base forte ocorre a reação

- a) $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$.
b) $\text{H}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$.
c) $\text{H}^+ + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{OH}^-$.
d) $\text{H}_2 + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$.
☒ e) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

3. Urtiga é um nome genérico dado a diversas plantas da família das urticáceas, cujas folhas são cobertas de pelos finos que, em contato com a pele, liberam ácido fórmico (H_2CO_2), produzindo uma irritação. Cite dois produtos de uso doméstico que podem ser utilizados para diminuir essa irritação. Justifique sua resposta.

PosilNote/Shutterstock



MH-Lee/Shutterstock

/// Pele irritada após contato com folha de urtiga.

/// Urtiga.

Leia o texto para responder à questão a seguir.

Os fertilizantes podem ser definidos como qualquer material orgânico ou inorgânico (mineral), de origem natural ou sintética, que é adicionado ao solo com vistas ao suprimento de certos elementos essenciais ao crescimento vegetal. Os fertilizantes são empregados, predominantemente, na forma sólida, contudo, podem ser aplicados também na forma de soluções ou suspensões.

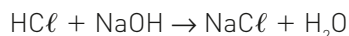
Os fertilizantes mais usados são do tipo NPK, fontes de nitrogênio, fósforo e potássio, elementos essenciais às plantas.

A tabela apresenta possíveis compostos usados nos fertilizantes do tipo NPK.

Fertilizantes do tipo NPK	Possíveis compostos mais utilizados
nitrogenados	• sulfato de amônio $[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$ • nitrato de amônio (NH_4NO_3) • ureia $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$ • fosfato monoamônico $(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4)$ • fosfato diamônico $[(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4]$
fosfatados	• superfosfato simples $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2 \text{CaSO}_4]$ • superfosfato triplo $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$ • escória básica $[(\text{CaO})_5 \cdot \text{P}_2\text{O}_5 \cdot \text{SiO}_2]$ • farinha de ossos cozida $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ • fosfato monoamônico $(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4)$ • fosfato diamônico $[(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4]$
potássicos	• cloreto ou sulfato de potássio $(\text{KCl}$ e $\text{K}_2\text{SO}_4)$

<<http://tinyurl.com/nft6ftk>> Acesso em: 28.08.2015. Adaptado.

4. (CPS-SP) Os sais podem ser obtidos por uma reação de neutralização (ácido + base $\rightarrow$ sal + água). Por exemplo, obtém-se o cloreto de sódio ao reagir ácido clorídrico com hidróxido de sódio:



Portanto, para obtermos o sal usado como fertilizante potássico, KCl , mencionado na tabela, devemos utilizar a base

- ácido sulfúrico.
 - ácido clorídrico.
 - óxido de sódio.
 - hidróxido de sódio.
 - hidróxido de potássio.
5. (UFRRJ) As soluções de sulfato ferroso (FeSO_4) e ácido fosfórico (H_3PO_4) são utilizadas para combater a falta de apetite (inapetência), principalmente em crianças.
- O sulfato ferroso pode ser obtido através de uma reação entre um ácido e uma base (reação de neutralização).
Escreva a equação entre o ácido e a base que origina esse sal.
 - Escreva a fórmula estrutural do ácido fosfórico.

6. (Unisinos-RS) Ao participar de uma festa, você pode comer e beber em demasia, apresentando sinais de má digestão ou azia. Para combater a acidez, ocasionada pelo excesso de ácido clorídrico no estômago, seria bom ingerir uma colher de leite de magnésia, que irá reagir com esse ácido. A equação que representa a reação é:

- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HClO} \rightarrow \text{Mg}(\text{ClO})_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{ClO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2 \text{HClO}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{ClO}_2)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

7. Equacione as reações de neutralização total a seguir e dê o nome dos sais formados.

- $\text{HNO}_3 + \text{KOH}$
- $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2$

8. (Udesc) A equação química balanceada que representa a reação ácido-base para a formação de cloreto de cálcio é:

- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HClO} \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaOH} + \text{HClO} \rightarrow \text{CaClO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaO} + 2 \text{HClO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{H}_2$

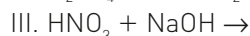
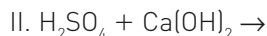
9. (Furg-RS) Considere a neutralização total nas reações propostas a seguir:

- $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

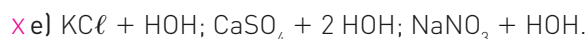
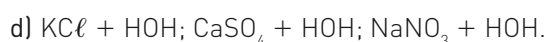
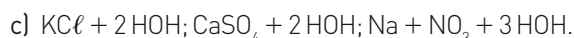
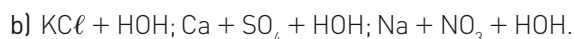
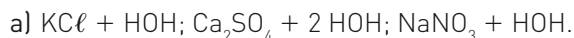
A alternativa que representa os sais obtidos em cada uma das reações, respectivamente, é:

- nitrato de potássio, hipoclorito de cálcio, sulfato de magnésio, fosfato de sódio.
- nitrito de potássio, cloreto de cálcio, sulfato de magnésio, hidrogenofosfato de sódio.
- nitrato de potássio, cloreto de cálcio, sulfato de magnésio, fosfato de sódio.
- nitrito de potássio, perclorato de cálcio, sulfato de magnésio, fosfato de sódio.
- nitrato de potássio, cloreto de cálcio, sulfato de magnésio, fosfito de sódio.

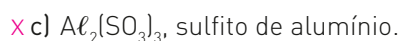
10. (Udesc) Complete as equações:



Assinale a alternativa que corresponde à representação correta dos produtos das equações acima.



11. (UniEvangélica-GO) Na reação química correspondente à neutralização completa entre $\text{Al}(\text{OH})_3$ e H_2SO_4 , é correto afirmar que a fórmula e o nome do sal obtido são:

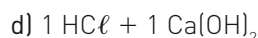
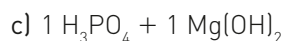
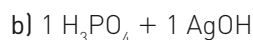
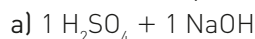


12. (UFRJ) O ácido clórico é um ácido forte, utilizado como catalisador em reações de polimerização e como agente oxidante. Soluções aquosas desse ácido podem causar grande irritação na pele e nas mucosas.

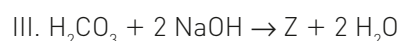
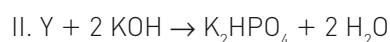
a) Represente a fórmula estrutural do ácido clórico.

b) Qual o nome do sal formado pela reação de neutralização do ácido clórico pelo hidróxido de alumínio?

13. Equacione as reações entre os ácidos e as bases nas proporções dadas e dê o nome do sal formado em cada reação.



14. (PUC-RS) Responder à questão com base nas reações de neutralização a seguir:



A nomenclatura correta das substâncias X, Y e Z é, respectivamente:

a) nitrito de magnésio, ácido fosforoso e bicarbonato de sódio.

b) nitrito de manganês, ácido ortofosfórico e carbeto de sódio.

c) nitrato de magnésio, ácido fosfórico e bicarbonato de sódio.

x d) nitrato de magnésio, ácido fosfórico e carbonato de sódio.

e) nitrato de magnésio, ácido fosforoso e carbonato de sódio.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Enem)

Nos anos 1990, verificou-se que o rio Potomac, situado no estado norte-americano de Maryland, tinha, em parte de seu curso, águas extremamente ácidas por receber um efluente de uma mina de carvão desativada, o qual continha ácido sulfúrico (H_2SO_4). Essa água, embora límpida, era desprovida de vida. Alguns quilômetros adiante, instalou-se uma fábrica de papel e celulose que emprega hidróxido de sódio (NaOH) e carbonato de sódio (Na_2CO_3) em seus processos. Em pouco tempo, observou-se que, a partir do ponto em que a fábrica lança seus rejeitos no rio, a vida aquática voltou a florescer.

HARRIS, D. C. *Análise química quantitativa*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 2012 (adaptado).

A explicação para o retorno da vida aquática nesse rio é a

a) diluição das águas do rio pelo novo efluente lançado nele.

b) precipitação do íon sulfato na presença do efluente da nova fábrica.

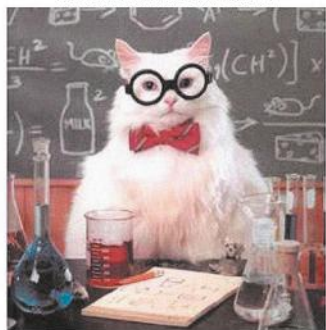
c) biodegradação do ácido sulfúrico em contato com o novo efluente descartado.

x d) diminuição da acidez das águas do rio pelo efluente da fábrica de papel e celulose.

e) volatilização do ácido sulfúrico após contato com o novo efluente introduzido no rio.

2. (Uerj)

PARA QUE SERVE O ÁCIDO CLORÍDRICO
EM UM ARSENAL MILITAR?



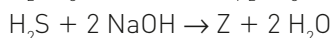
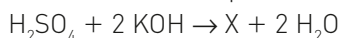
Reprodução/Uerj, 2016.

PARA NEUTRALIZAR AS BASES DO INIMIGO.

FB.com/QualitativaqInorgUfrj

Considere que, no texto acima, as “bases do inimigo” correspondam, na verdade, ao hidróxido de bário. Escreva a equação química completa e balanceada da reação de neutralização total do ácido clorídrico por essa base. Aponte, ainda, o nome do produto iônico formado na reação.

3. (UEPG-PR) Analisando as equações apresentadas abaixo, assinale o que for correto.



- 01) O nome correto da substância X é sulfeto de potássio.
02) A fórmula correta da substância X é K_2SO_4 .
04) O nome correto da substância Z é sulfato de sódio.
08) A fórmula correta da substância Y é NH_4OH .

02 e 08

4. (UFRRJ) A tabela a seguir mostra alguns sais e suas principais aplicações:

Sal	Função
MgSO_4	Laxante salino
KNO_3	Componente de explosivos
BaSO_4	Contraste radiológico
FeSO_4	Tratamento de anemia

Para cada um dos sais acima, faça uma reação de um ácido com uma base, a fim de obter:

- a) Sulfato de magnésio.
b) Nitrato de potássio.
c) Sulfato de bário.
d) Sulfato de ferro II.
5. (PUC-RJ) A Química possui uma linguagem própria e seus códigos. A narrativa de uma reação química, por exemplo, pode ser substituída por

sua “equação química”. Considere a reação do ácido fosfórico com hidróxido de sódio, ambos em meio aquoso, representada a seguir de maneira incompleta no que se refere ao balanço de massa: $\text{H}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) + \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$ A esse respeito, escreva:

- a) o nome do elemento químico que está presente em todos os compostos representados na equação química;
b) o nome da ligação química que ocorre entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio no ácido fosfórico;
c) o balanço de massa (equilíbrio da equação) com os menores números inteiros.

6. (Udesc) As soluções salinas são empregadas nos processos extrativos da madeira. Soluções aquosas de xilenosulfonato de sódio, salicilato de sódio e benzoato de sódio dissolvem a maior parte da lignina de folhosas e uma quantidade menor, quando se trata de coníferas.

Defina quimicamente um sal e escreva a reação química para formar o cloreto de sódio, o carbonato de cálcio e o cloreto de amônio.

7. (UFPR) A nomenclatura de um sal inorgânico pode ser derivada formalmente da reação entre um ácido e uma base. Assinale a coluna da esquerda (que contém os pares ácido e base) de acordo com sua correspondência com a da direita (que contém as fórmulas dos sais produzidos).

- | | |
|---|-------------------------------|
| () Ácido nítrico com hidróxido ferroso. | 1. NaNO_3 |
| () Ácido nítrico com hidróxido férrico. | 2. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ |
| () Ácido nítrico com hidróxido de sódio. | 3. $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$ |
| () Ácido nitroso com hidróxido de sódio. | 4. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ |
| () Ácido nitroso com hidróxido férrico. | 5. NaNO_2 |

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta da coluna da esquerda, de cima para baixo.

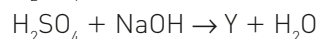
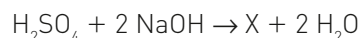
- a) 3, 2, 5, 1, 4.
b) 3, 1, 2, 5, 4.
c) 5, 4, 1, 2, 3.
d) 4, 5, 2, 1, 3.
x e) 4, 3, 1, 5, 2.

8. (Uece) O ácido fosfórico, H_3PO_4 , é um ácido usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes. Pode ser neutralizado por uma base.

Assinale a alternativa que mostra uma reação de neutralização parcial desse ácido por uma base.

- a) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NaCl} \rightarrow 3 \text{HCl} + \text{Na}_3\text{PO}_4$
b) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{OH})_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
c) $2 \text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
x d) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

9. (Uerj) Um caminhão transportando ácido sulfúrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações a seguir.



As substâncias X e Y são, respectivamente:

- x a) Na_2SO_4 e NaHSO_4 .
b) NaHSO_4 e Na_2SO_4 .
c) Na_2SO_3 e Na_2SO_4 .
d) Na_2SO_4 e NaHSO_3 .
e) NaHSO_3 e Na_2SO_4 .

10. (Uepa) A equação química que apresenta um hidroxissal como produto se encontra na alternativa:

- x a) $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
b) $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{HCl} + \text{HBr} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaClBr} + 2 \text{H}_2\text{O}$
d) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
e) $2 \text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Atividade prática

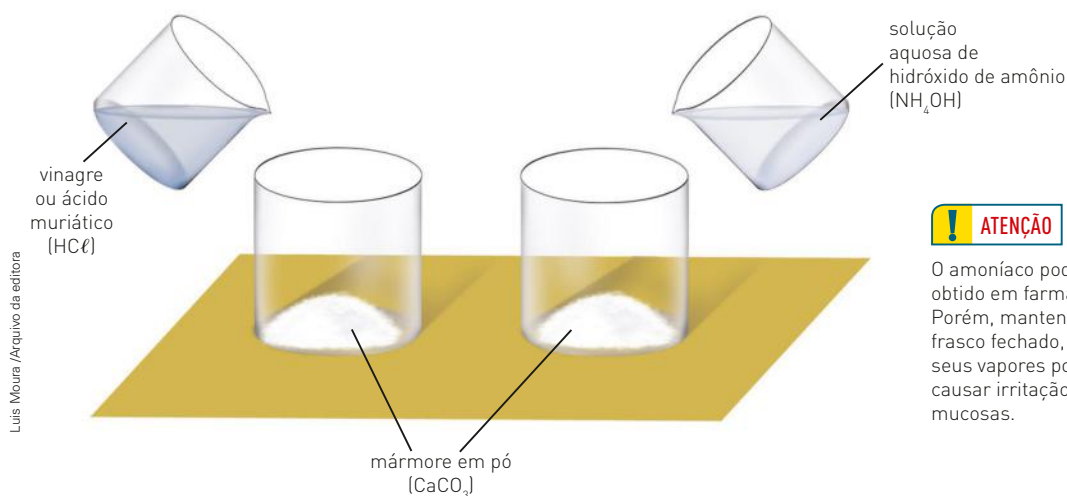
Observação da ação de ácidos e bases sobre os carbonatos

Objetivo: pôr em prática os conhecimentos adquiridos no capítulo e fazer inferências.

Material

- amoníaco (solução aquosa de NH_4OH)
- vinagre (H_3CCOOH) ou ácido muriático (HCl)
- mármore em pó (CaCO_3)

Procedimento



O amoníaco pode ser obtido em farmácias. Porém, mantenha o frasco fechado, pois seus vapores podem causar irritação nas mucosas.

Sob a supervisão do(a) professor(a), faça os experimentos conforme o esquema acima.

Observe em qual dos experimentos ocorreu uma reação e escreva em seu caderno a equação que a representa.

Com base nos dados obtidos, considere a seguinte afirmação: Os corais apresentam, como principal componente, o CaCO_3 . É muito comum encontrar corais em oceanos (mares) e não em rios.

Como você poderia classificar as águas dos mares e dos rios quanto a seu caráter ácido ou alcalino (básico)? Justifique sua resposta.

Óxidos

A ferrugem é responsável pela corrosão de materiais de ferro. O processo de corrosão causa grandes danos às estruturas de edifícios, pontes, navios, carrocerias de veículos e bens públicos.

A corrosão causa prejuízos a todos os países.

Você sabia que a ferrugem é um óxido?



Sir Alex/Shutterstock



kittiwat chaitong/Shutterstock

/// A falta de manutenção em locais de uso público, como parques infantis, põe em risco a integridade física de seus usuários, neste caso, as crianças. Os pais devem ficar atentos a isso, pois a ferrugem corrói e fragiliza os metais. De acordo com a Associação Brasileira de Normas Técnicas (ABNT), a responsabilidade da segurança envolve também os fabricantes de equipamentos, responsáveis pela instalação tanto em locais públicos como privados.

Os óxidos são substâncias presentes no nosso dia a dia. Um exemplo de óxido é o gás carbônico, expelido na respiração e na queima de compostos de carbono e o principal responsável pelo efeito estufa.

/// O gás carbônico é um gás inodoro e incolor, liberado com outros gases poluentes e fuligem, na queima de compostos de carbono.

D.Bond/Shutterstock



Definição

Óxido é um composto binário, ou seja, formado por dois elementos, sendo o oxigênio o mais eletronegativo entre eles.

Os compostos OF_2 e O_2F_2 não são considerados óxidos porque o elemento flúor é mais eletronegativo que o elemento oxigênio.

Nomenclatura e classificação

Existem duas maneiras de nomear os óxidos, de acordo com suas ligações.

- **Óxidos moleculares:** são os óxidos formados pela ligação do oxigênio a um não metal e têm seu nome estabelecido pela regra:

<i>prefixo que indica a quantidade de oxigênio</i> (mono, di, tri ...)	+ óxido de +	<i>prefixo que indica a quantidade do outro elemento</i> (di, tri, tetra ...)	+ nome do elemento
---	--------------	---	-----------------------

Veja alguns exemplos:

monóxido de carbono = CO

dióxido de carbono = CO_2

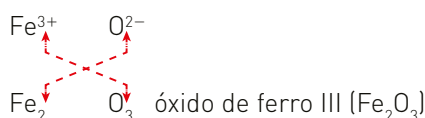
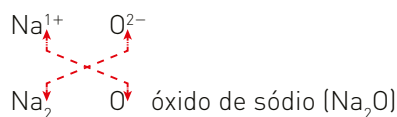
trióxido de enxofre = SO_3

heptóxido de dicloro = Cl_2O_7

- **Óxidos iônicos:** óxidos formados por metais, e neles o oxigênio apresenta carga -2 . Seu nome é formado da seguinte maneira:

óxido de + (nome do elemento)

Veja alguns exemplos:



Os óxidos são classificados, de acordo com seu comportamento na presença de água, em básicos ou ácidos.

SAIBA MAIS

A Química nos remédios

Laboratório Didático Virtual da Faculdade de Educação da USP.

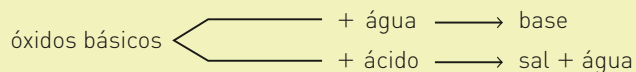
Nesta simulação, pode-se praticar a nomenclatura de compostos inorgânicos. Disponível em: <www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_quimicadosremedios.htm>. Acesso em: 22 nov. 2017.

Óxidos básicos

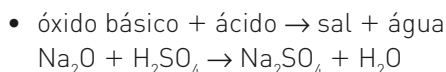
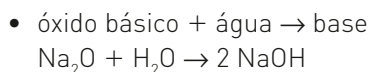
Os óxidos básicos apresentam caráter iônico, em que o metal geralmente tem carga +1 ou +2.

Exemplos: Na_2O , BaO .

Esses óxidos reagem com água, produzindo bases, e reagem com ácidos, originando sal e água.



Veja os exemplos:

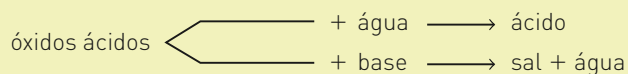


Óxidos ácidos

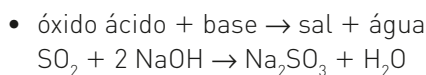
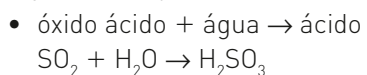
Os óxidos ácidos apresentam caráter covalente e geralmente são formados por ametais.

Exemplos: CO_2 , SO_2 , N_2O_5 .

Esses óxidos reagem com água, produzindo ácido, e reagem com bases, originando sal e água.

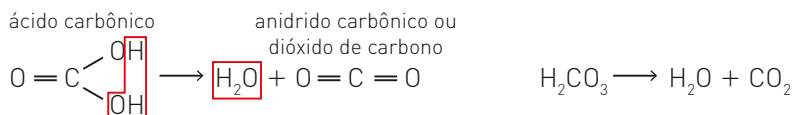


Veja os exemplos:



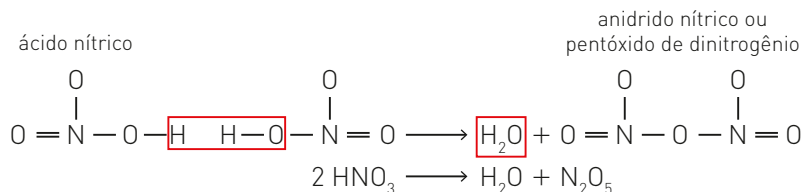
Os óxidos ácidos também são chamados de **anidridos de ácidos** porque podem ser obtidos pela eliminação total dos hidrogênios, na liberação de água, do ácido oxigenado.

Anidrido: obtido pela remoção de água.



Observe, agora, a fórmula estrutural do ácido nítrico (HNO_3): $\text{O} = \overset{\text{O}}{\underset{|}{\text{N}}} - \text{O} - \text{H}$

Note que não é possível, com uma única fórmula do ácido, eliminarmos uma molécula de H_2O . Portanto, devemos utilizar duas fórmulas do ácido para produzir uma molécula de óxido:



ou, resumidamente: $2 \text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$



Alguns carros adaptados utilizam *nitro* (N_2O) para aumentar sua potência.

Trybe/Shutterstock

Óxidos neutros

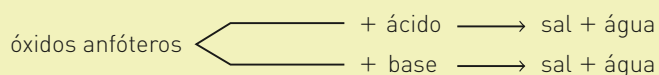
Os óxidos neutros são óxidos covalentes formados por ametais e não reagem com água, ácido ou base.

Os óxidos neutros, também chamados de indiferentes ou inertes, mais importantes são:

- CO : monóxido de carbono;
- NO : monóxido de nitrogênio ou óxido nítrico;
- N_2O : monóxido de dinitrogênio ou óxido nitroso.

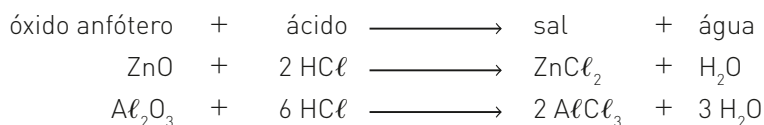
Óxidos anfóteros

Os óxidos anfóteros comportam-se como óxidos básicos na presença de um ácido e como óxidos ácidos na presença de uma base.

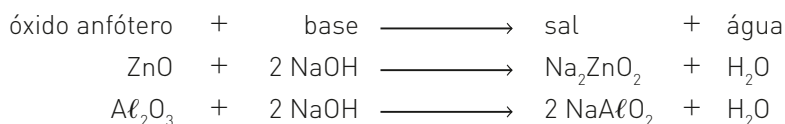


Veja o comportamento dos óxidos anfóteros nas reações a seguir.

a) Comportam-se como óxido básico, isto é, reagem com ácido produzindo sal e água:



b) Comportam-se como óxido ácido: reagem com base, produzindo sal e água:



Os óxidos anfóteros mais comuns são: ZnO e Al_2O_3 . Existem outros, de menor importância, formados por metais, como SnO , SnO_2 , PbO , PbO_2 , ou por semimetais, como As_2O_3 , As_2O_5 , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 .

Óxidos duplos ou mistos

Os óxidos duplos ou mistos resultam da combinação de dois óxidos de um mesmo elemento.

	Fórmulas	Componentes	Utilização
Magnetita	Fe_3O_4	$\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3$	ímã natural
Zarcão	Pb_3O_4	$2 \text{PbO} + \text{PbO}_2$	pintura de fundo de metais para proteção contra corrosão

O ímã natural é formado por magnetita (Fe_3O_4), um óxido duplo constituído pela combinação de FeO (óxido de ferro II) e Fe_2O_3 (óxido de ferro III).

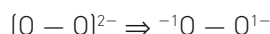
Andrew Lambert Photography/SPL/Latinstock



Peróxidos

Os peróxidos apresentam em sua estrutura o grupo O_2^{2-} .

Nos peróxidos, cada oxigênio apresenta número de oxidação (carga) -1 , e seu grupo característico O_2^{2-} tem carga -2 .



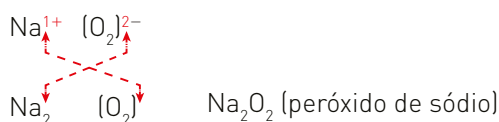
Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalinoterrosos.

- Peróxido de hidrogênio (H_2O_2)

É líquido e molecular. Quando está dissolvido em água, origina uma solução conhecida por água oxigenada, muito comum em nosso cotidiano. Quando concentrado, origina uma solução aquosa de água oxigenada conhecida por peridrol.

- Peróxido de metal alcalino

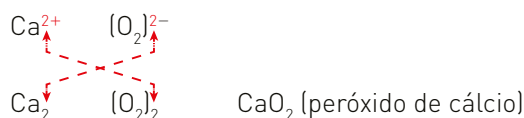
Exemplo:



Esses peróxidos são sólidos nas condições ambiente.

- Peróxido de metal alcalinoterroso

Exemplo:



A fórmula correta corresponde à menor proporção de cátions e ânions de forma que a soma das cargas seja igual a zero: CaO_2 .

Esses peróxidos são sólidos nas condições ambiente.

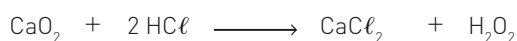
Os peróxidos, ao reagirem com água, produzem uma base e água oxigenada; ao reagirem com ácidos, produzem um sal e água oxigenada.

Veja algumas reações:

- peróxido + água $\longrightarrow$ base + água oxigenada



- peróxido + ácido $\longrightarrow$ sal + água oxigenada



Fundamentando seus conhecimentos

1. Dê a fórmula dos seguintes óxidos moleculares:

- monóxido de carbono;
- monóxido de nitrogênio;
- dióxido de nitrogênio;
- dióxido de enxofre;
- monóxido de dinitrogênio;
- trióxido de enxofre;
- pentóxido de difósforo;
- heptóxido de dicloro.

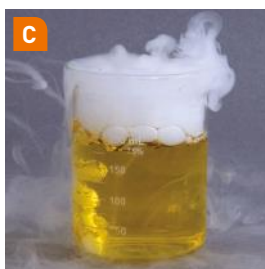
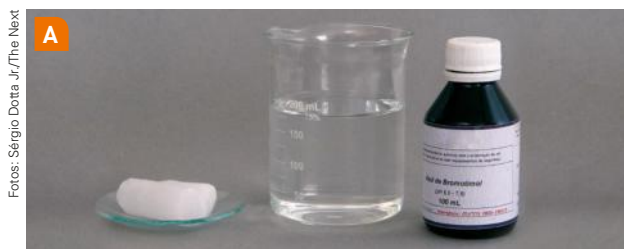
2. Dê a fórmula dos seguintes óxidos iônicos:

- óxido de sódio;
- óxido de cálcio;
- óxido de lítio;
- óxido de ferro II (ferroso);
- óxido de ferro III (férico);
- óxido de cobre I (cuproso);
- óxido de cobre II (cúprico).

3. Copie e complete as equações abaixo.

- $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow$

4. Um gás presente no ar expirado é o gás carbônico, $\text{CO}_2(\text{g})$. No estado sólido, o dióxido de carbono é conhecido por gelo-seco, $\text{CO}_2(\text{s})$.



// O azul de bromotimol é um indicador ácido-base que em meio básico apresenta coloração azul (B) e em meio ácido, coloração amarela (C).

A partir das informações, copie e complete corretamente a equação:



5. [Cefet-MG]

Muitas substâncias químicas são utilizadas com a finalidade de prevenir e tratar doenças, um exemplo é o do óxido presente nos cremes contra assaduras, dermatites que afetam bebês nos seus primeiros meses de vida. Geralmente essas dermatites acometem a região da pele coberta pela fralda.

(CISCATO, C.A.M, PEREIRA, L.F., CHEMELLO, E., PROTI, P.B. Química, Vol. 1, 1ª ed., São Paulo: Editora Moderna, 2016.)

A substância que pode corresponder àquela citada como exemplo no texto é o

- ZnO .
- NaCl .
- HNO_3 .
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Com base nas informações abaixo, responda às questões 6 e 7.

O óxido mais abundante na crosta terrestre é o dióxido de silício, componente da areia, dos cristais de rocha, etc. Na realidade, o dióxido de silício é uma macromolécula como a grafita e o diamante.

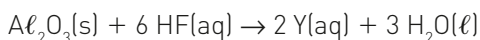
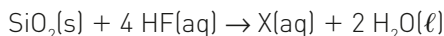
A pedra-pomes é constituída, aproximadamente, por 70% de dióxido de silício e 30% de óxido de alumínio.



// Os egípcios, por volta de 2000 a.C., usavam uma mistura abrasiva de pedra-pomes na forma de pó e vinagre para a limpeza dos dentes.

6. Escreva as fórmulas dos dois óxidos mencionados no texto.

7. Se gotejarmos ácido fluorídrico sobre a pedra-pomes, ocorrerão reações do ácido com os dois óxidos. Essas reações podem ser representadas pelas equações abaixo. Escreva as fórmulas de X e Y.



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (EsPCEX/Aman-RJ) Considere os seguintes óxidos:

I. MgO .
II. CO .
III. CO_2 .
IV. CrO_3 .
V. Na_2O .

Os óxidos que, quando dissolvidos em água pura, reagem produzindo bases são:

- a) apenas II e III.
X b) apenas I e V.
c) apenas III e IV.
d) apenas IV e V.
e) apenas I e II.

2. (IFSP) A decomposição térmica do calcário, CaCO_3 , produz CO_2 e CaO , ou seja, nessa transformação, um:

- X a) sal produz um óxido ácido e um óxido básico.
b) sal produz dois óxidos ácidos.
c) sal produz dois óxidos básicos.
d) ácido produz dois óxidos ácidos.
e) ácido produz um óxido ácido e um óxido básico.

3. (UFPA) Um dos parâmetros utilizados para avaliar a qualidade de um carvão é o "índice de alcalinidade" de suas cinzas. A alternativa que apresenta dois dos óxidos responsáveis por essa propriedade é a:

- a) Fe_2O_3 e BaO .
b) Mn_3O_4 e CaO .
c) K_2O e TiO_2 .
X d) K_2O e Na_2O .
e) P_2O_5 e MgO .

4. (Cesgranrio-RJ) As indústrias de produção de vidro utilizam a areia como principal fonte de sílica (SiO_2) para conferir o estado vítreo. Utilizam, ainda, com a finalidade de reduzir a temperatura de fusão da sílica, os fundentes Na_2O , K_2O e Li_2O . A escolha dos óxidos de sódio, potássio e lítio para reagir com a sílica e dar origem a um produto vítreo de menor ponto de fusão deve-se ao fato de esses óxidos manifestarem caráter:

- X a) básico.
b) neutro.
c) ácido.
d) misto.
e) anfótero.

5. O sulfato de bário (BaSO_4) é uma substância muito usada em exames do aparelho digestório. A produção dessa substância deve ser feita com muito cuidado, pois, apesar de ela não ser tóxica, muitos compostos de bário são venenosos. Observe os reagentes abaixo e faça o que se pede: H_2SO_4 ; Ba(OH)_2 ; B_2O_3 ; K_2S ; Na_2SO_4 ; BaO ; H_3BO_3 ; H_2S ; BaCl_2 .

Escolha um óxido e um ácido cuja reação fornecerá sulfato de bário e escreva em seu caderno a equação balanceada dessa reação.

6. Equacione as reações:

- a) trióxido de enxofre + água.
b) trióxido de enxofre + hidróxido de cálcio.
c) pentóxido de dinitrogênio + água.
d) pentóxido de dinitrogênio + hidróxido de sódio.

7. (Unitins-TO) A formação da chuva ácida ocorre quando a água reage com óxidos formando ácidos. O ácido carbônico se forma quando o dióxido de carbono se dissolve na água. Qual alternativa melhor representa a reação balanceada?

- a) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$.
X b) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$.
c) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}$.
d) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{HCO}_3$.
e) $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{HCO}_2$.

8. (Uern)

Representado pela fórmula química CO , o monóxido de carbono é um gás incolor e inodoro proveniente da combustão incompleta de combustíveis fósseis (carvão mineral, petróleo e gás natural). Se inalado em altas concentrações pode matar por asfixia. Isso ocorre porque, ao ser inspirado, o monóxido de carbono é capaz de estabelecer ligações químicas altamente estáveis com a hemoglobina das hemácias, formando a carboxiemoglobina (HbCO), o que as impossibilita de transportar oxigênio em todo o processo de respiração.

(Disponível em: <http://www.infoescola.com/quimica/monoxido-de-carbono/>.)

O óxido citado no trecho anterior pode ser classificado como óxido:

- a) ácido.
b) básico.
X c) neutro.
d) anfótero.

9. [Vunesp-SP] Um dos produtos formados na queima de um cigarro é o gás monóxido de carbono (CO). É um óxido neutro; sendo assim, não reage com água, ácidos ou bases. Qual dos itens abaixo apresenta somente óxidos neutros?

- a) CaO , P_2O_5 , Li_2O .
- ☒ b) CO , NO , N_2O .
- c) MgO , N_2O , K_2O .
- d) Cl_2O_7 , BaO , N_2O .
- e) SO_2 , SO_3 , CO_2 .

10. [Cesgranrio-RJ] O óxido de zinco é um óxido tipicamente anfótero. Considere as reações:



A respeito de X e Y, podemos afirmar corretamente que:

- a) X é ZnOCl_2 , e Y, Zn(OH)_2 .
- ☒ b) X é ZnCl_2 , e Y, Na_2ZnO_2 .
- c) X é ZnCl_2 , e Y não existe porque não ocorre a reação II.
- d) X não existe porque a reação I não ocorre, e Y é Na_2ZnO_2 .
- e) X e Y não existem porque as reações I e II são impossíveis.

11. Dê a fórmula dos seguintes peróxidos:

- a) peróxido de hidrogênio;
- b) peróxido de sódio;
- c) peróxido de cálcio.

12. [Fuvest-SP] Quando aplicada em ferimentos, a água oxigenada parece “fervor”.

- a) Por quê?
- b) Escreva a equação que representa a reação química envolvida.

13. [UEPG-PR]

Recentemente, a Polícia Federal deflagrou a Operação Ouro Branco, que descobriu que duas cooperativas de Minas Gerais adulteravam leite com substâncias como água oxigenada e soda cáustica.

(Fonte: Globo Online)

A respeito dessas duas substâncias utilizadas para fraudar o leite, assinale o que for correto.

- ☒ 01) Água oxigenada é peróxido de hidrogênio (H_2O_2), e soda cáustica é hidróxido de sódio (NaOH).
- ☒ 02) A água oxigenada adicionada ao leite decompõe-se em oxigênio e água.
- 04) A adição de soda cáustica ao leite acarreta um aumento na sua acidez.
- 08) A soda cáustica e a água oxigenada são substâncias iônicas.

Desafiando seus conhecimentos

1. Na Terra, há dois gases no ar atmosférico que, em consequência de descargas elétricas em tempestades (raios), podem reagir formando monóxido de nitrogênio e dióxido de nitrogênio. As fórmulas dos reagentes e dos produtos da reação citada são, respectivamente,

- a) H_2 e O_2 ; N_2 e N_2O .
- b) O_2 e N_2O ; N_2 e NO_2 .
- ☒ c) N_2 e O_2 ; NO e NO_2 .
- d) O_2 e N_2 ; N_2O e NO_2 .
- e) N_2 e H_2 ; N_2O e N_2O_4 .

2. [UFSM-RS] A exposição dos atletas ao sol intenso exige cuidados especiais com a pele. O dióxido de titânio é usado em vestimentas a fim de proteger os atletas da radiação solar. A fórmula química do dióxido de titânio é _____, trata-se de um óxido _____ formado por um _____ e oxigênio.

Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

- a) TiO_2 – iônico – não metal
- b) Ti_2O – molecular – não metal
- ☒ c) TiO_2 – iônico – metal
- d) Ti_2O – iônico – não metal
- e) TiO_2 – molecular – metal

Baseado no texto a seguir, responda à questão a seguir.

“... Por mais surpreendente que pareça, a desintegração do exército napoleônico pode ser atribuída a algo tão pequeno quanto um botão — um botão de estanho, para sermos mais exatos, do tipo que fechava todas as roupas no exército, dos sobretudos dos oficiais às calças e paletós dos soldados de infantaria.

Quando a temperatura cai, o reluzente estanho metálico exposto ao oxigênio do ar começa a se tornar friável e a se esboroar (desfazer) num pó acinzentado e não metálico — continua sendo estanho, mas com forma estrutural diferente”.

(Adaptado de Os Botões de Napoleão – Penny Le Couteur e Jay Burreson – p. 8).

3. [EsPCEX/Aman-RJ] O texto faz alusão a uma reação química, cujo produto é um pó acinzentado e não metálico. A alternativa que apresenta corretamente o nome e fórmula química dessa substância é:

- a) cloreto de estanho de fórmula SnCl_2 .
- b) estanho metálico de fórmula Sn^0 .
- c) óxido de estanho VI de fórmula Sn_2O_3 .
- d) peróxido de estanho de fórmula Sn_3O_2 .
- x e) óxido de estanho II de fórmula SnO .

4. [UFC-CE] Óxido férrico (Fe_2O_3), que é popularmente conhecido como ferrugem, é o composto originado pela corrosão do ferro [reação química entre ferro metálico e oxigênio molecular]. Assinale a alternativa que corretamente apresenta a reação química balanceada para este processo.

- a) $2 \text{Fe(s)} + \text{O}_3\text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- b) $\text{Fe}_2\text{(s)} + 3 \text{O(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- c) $2 \text{Fe(s)} + 3 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- x d) $2 \text{Fe(s)} + \frac{3}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$
- e) $\text{FeO(s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$

5. [Ufal] Quando nitrogênio e oxigênio reagem no cilindro de um motor de automóvel, é formado óxido nítrico, NO. Depois que ele escapa para a atmosfera com os outros gases do escapamento, o óxido nítrico reage com o oxigênio para produzir dióxido de nitrogênio, um dos precursores da chuva ácida. Assinale a equação balanceada que representa a reação de produção de dióxido de nitrogênio a partir de nitrogênio e oxigênio.

- a) $\text{N(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{NO}_2\text{(g)}$
- b) $\text{N}_2\text{(g)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_2\text{(g)}$
- x c) $\text{N}_2\text{(g)} + 2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_2\text{(g)}$
- d) $\text{N(g)} + 2 \text{O(g)} \rightarrow \text{NO}_2\text{(g)}$
- e) $2 \text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_3\text{(g)}$

6. [Uerj] Em dois tubos de ensaio contendo água destilada, são dissolvidas quantidades significativas de dióxido de enxofre, no tubo 1, e de óxido de sódio, no tubo 2. Após a dissolução, as soluções contidas em cada tubo apresentam, respectivamente, o seguinte caráter:

- a) ácido e ácido.
- x b) ácido e básico.
- c) básico e ácido.
- d) básico e básico.

7. [Unirio-RJ]

O dióxido de carbono (CO_2) emitido por atividades humanas tem tornado a água do oceano tão ácida que ela está corroendo conchas e esqueletos de estrelas-do-mar, corais, moluscos, mexilhões e outros grupos marinhos, dizem cientistas.

Folha de S.Paulo, 2014.

O CO_2 torna a água do mar ácida porque é um:

- a) superóxido que, em presença de água, forma uma base.
- b) ácido forte que, eventualmente, sofre hidrólise.
- c) óxido alcalino que acidifica soluções aquosas.
- x d) óxido ácido que, em presença de água, forma um ácido.
- e) sal de hidrólise alcalina, instável.

8. [Vunesp-SP] Uma substância sólida, branca, não hidrogenada, é solúvel em água. A solução resultante é capaz de tornar vermelha a solução de fenolftaleína. A substância é:

- a) cloreto de sódio.
- b) dióxido de nitrogênio.
- c) hidróxido de sódio.
- x d) óxido de magnésio.
- e) trióxido de enxofre.

9. [ITA-SP] Considere os seguintes óxidos (I, II, III, IV e V):

- I. CaO
- II. N_2O_5
- III. Na_2O
- IV. P_2O_5
- V. SO_3

Assinale a opção que apresenta os óxidos que, quando dissolvidos em água pura, tornam o meio ácido.

- a) Apenas I e IV.
- b) Apenas I, III e V.
- c) Apenas II e III.
- x d) Apenas II, IV e V.
- e) Apenas III e V.

10. [Ufla-MG] O anidrido sulfúrico é o óxido de enxofre que em reação com a água forma o ácido sulfúrico. Nas regiões metropolitanas, onde o anidrido é encontrado em grandes quantidades na atmosfera, essa reação provoca a formação da chuva ácida. As fórmulas do anidrido sulfúrico e do ácido sulfúrico são, respectivamente:

- x a) SO_3 e H_2SO_4 .
- b) SO_4 e H_2SO_4 .
- c) SO_2 e H_2SO_3 .
- d) SO e H_2SO_3 .

11. (Uerj) As fotocélulas são dispositivos largamente empregados para acender lâmpadas, abrir portas, tocar campainhas, etc. O seu mecanismo baseia-se no chamado “efeito fotoelétrico”, que é facilitado quando se usam metais com energia de ionização baixa. Os metais que podem ser empregados para esse fim são: sódio, potássio, rubídio e cério.

- De acordo com o texto anterior, cite o metal mais eficiente para a fabricação de fotocélulas, indicando o nome da família a que ele pertence, de acordo com a Tabela de Classificação Periódica.
- Escreva a fórmula mínima e o nome do composto formado pelo ânion O^{2-} e o cátion potássio.

12. (Cefet-MG) A Petrobrás lançou no mercado o combustível *diesel* S-10 com baixo teor de enxofre para reduzir a poluição ambiental. Quanto maior a porcentagem de derivados de enxofre presentes no *diesel*, maiores serão as quantidades de óxidos de enxofre (anidridos sulfuroso e sulfúrico) gerados em sua combustão. No que diz respeito ao anidrido sulfuroso, afirma-se corretamente que

- é classificado como óxido iônico.
- é responsável pelo efeito estufa.
- x c) forma um diácido, ao reagir com água.
- d) é obtido pela reação entre o anidrido sulfúrico e o oxigênio.
- e) forma um sal insolúvel em água, ao ser neutralizado com hidróxido de sódio.

13. (UTFPR)

Como o gás dióxido de enxofre é solúvel em água, ele pode ser incorporado às gotículas de água que formam as nuvens, formando o ácido sulfuroso.

Química Nova na Escola v. 15, 39

Com relação ao dito no texto fizeram-se as seguintes afirmações:

- O dióxido de enxofre possui fórmula SO_3 .
- Os átomos nas moléculas do dióxido de enxofre são unidos por ligações iônicas, uma vez que o oxigênio possui uma eletronegatividade bem maior que a do enxofre.
- Uma solução contendo o referido ácido permanecerá incolor ao se adicionar algumas gotas de fenolftaleína.
- O ácido sulfuroso possui fórmula molecular H_2SO_3 .

Estão corretas somente as afirmações:

- I e II.
- I, III e IV.
- II e III.
- I e III.
- x d) III e IV.

14. (UFRRJ) Muitas pessoas já ouviram falar de “gás hilariante”. Mas será que ele é realmente capaz de provocar o riso? Na verdade, essa substância, o óxido nitroso (N_2O), descoberta há quase 230 anos, causa um estado de euforia nas pessoas que a inalam. Mas pode ser perigosa: na busca de uma euforia passageira, o gás já foi usado como droga, e, em várias ocasiões, o resultado foi trágico, como a morte de muitos jovens.

Sobre o óxido nitroso, responda:

- Como é classificado?
- Que tipo de ligação une seus átomos?
- c) Que outra nomenclatura também pode ser usada?

15. (UFG-GO) O zinco é indicado para proteção da pele, na forma de ZnO . Na formulação do óxido de zinco, ele não poderá estar associado a ácidos ou bases fortes. Justifique, por meio de equações químicas, por que o óxido de zinco não deve ser misturado a esses compostos.

16. (ITA-SP) Cite dois exemplos de óxidos anfóteros e escreva as equações balanceadas de suas reações com soluções aquosas muito alcalinas.

17. (Vunesp-SP) Entre os peróxidos, apenas o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) é molécula; todos os demais são iônicos.

Peróxidos metálicos como, por exemplo, peróxido de sódio (Na_2O_2), ao reagirem com água, podem formar peróxido de hidrogênio mais o hidróxido metálico correspondente. No entanto, em meio alcalino, o peróxido de hidrogênio sofre decomposição liberando gás oxigênio (O_2) e água. Com base nas informações dadas, escreva:

- a equação química da reação entre peróxido de sódio e água.
- b) a equação química de decomposição do peróxido de hidrogênio.

18. (Uerj) Um estudante observou algumas propriedades de um determinado metal Me:

- reagir facilmente com os halogênios;
- formar peróxido do tipo Me_2O_2 ;
- apresentar elevada eletropositividade.

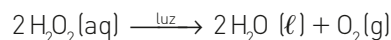
Esse elemento, na Tabela de Classificação Periódica, está localizado na seguinte coluna:

- 1.
- 2.
- 6.
- 8.



Peróxido de hidrogênio (H₂O₂)

O peróxido de hidrogênio, ou água oxigenada, é um líquido incolor, com viscosidade semelhante à de um xarope, que explode violentamente quando aquecido. As soluções aquosas diluídas de peróxido de hidrogênio são de uso comum. A solução aquosa a 3% de peróxido de hidrogênio é vendida em drogarias e utilizada como desinfetante, antisséptico e alvejante. Os frascos de água oxigenada normalmente são escuros ou opacos, pois a luz provoca sua decomposição:



// Aplicada sobre um ferimento, a água oxigenada se decompõe favorecida por uma enzima presente no sangue, a catalase.

Algumas pessoas utilizam a água oxigenada para clarear pelos e cabelos. Soluções cuja concentração é superior a 30% de peróxido de hidrogênio são utilizadas industrialmente como alvejante de madeiras e fibras têxteis e, ainda, na propulsão de foguetes.

Atividade prática

Poluição por material particulado

Todos os dias, uma enorme quantidade de partículas sólidas é lançada na atmosfera e se espalha. Algumas delas são prejudiciais à nossa saúde, como muitas das emitidas pelos processos industriais e pelos motores de veículos, principalmente se não estiverem bem regulados.

Objetivo

Comparar a quantidade de partículas sólidas em ambientes diferentes e em dias diferentes e elaborar hipóteses sobre as diferenças encontradas. Este experimento deve ser feito em dias secos.

Material

- 6 cartões de cartolina branca com lados de pelo menos 10 cm
- vaselina, que pode ser encontrada em farmácias
- cotonetes
- lápis

Procedimento

- Desenhe no centro do cartão um quadrado com 5 cm de lado.
- Divida os cartões em dois grupos de três e numere-os conforme o esquema ao lado.

Em uma terça-feira, usando o cotonete, passe vaselina nos cartões 1 e 1A. Pendure o cartão 1 em algum local dentro de sua casa e o cartão 1A em algum local fora de sua casa. No dia seguinte, recolha os cartões e compare o aspecto visual dos quadrados centrais. Anote suas observações.

Repita o mesmo procedimento na sexta-feira usando os cartões 2 e 2A, e no domingo com os cartões 3 e 3A.



Conceitograf/Arquivo da editora

Discussão

1. Existe diferença entre os cartões que ficaram dentro e fora de casa? Justifique.
2. Existe diferença entre os cartões que ficaram dentro de casa nos diferentes dias?
3. Existe diferença entre os cartões que ficaram fora de casa nos diferentes dias?
4. Onde a quantidade de material particulado é maior, dentro ou fora de sua casa?
5. Em qual dia da semana ficou retida uma quantidade maior de material particulado na vaselina? Qual é a explicação mais provável para esse fato?
6. Em qual dia da semana ficou retida uma quantidade menor de material particulado na vaselina? Qual é a explicação mais provável para esse fato?
7. Esses poluentes que deixam os cartões escuros estão em qual estado físico?

Sequestro de carbono

É a absorção de grande quantidade de gás carbônico (CO_2) presente na atmosfera. A forma mais comum de sequestro de carbono é naturalmente realizada pelas florestas. Na fase de crescimento, as árvores demandam uma quantidade muito grande de carbono para se desenvolver e acabam tirando esse elemento do ar. Esse processo natural ajuda a diminuir consideravelmente a quantidade de CO_2 na atmosfera: cada hectare de floresta em desenvolvimento é capaz de absorver nada menos do que 150 a 200 toneladas de carbono.

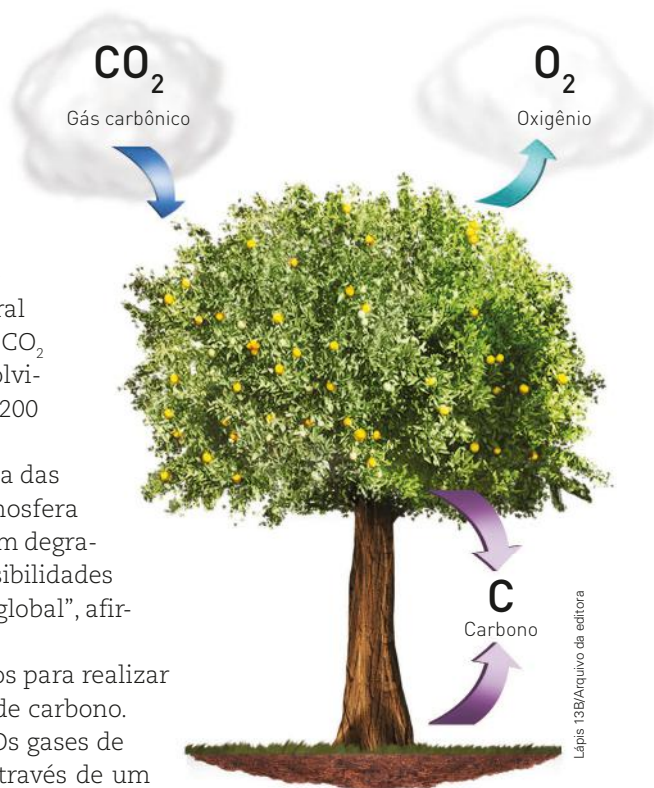
É por essas e outras que o plantio de árvores é uma das prioridades para a diminuição de poluentes na atmosfera terrestre. “A recuperação de áreas plantadas, que foram degradadas durante décadas pelo homem, é uma das possibilidades mais efetivas para ajudar a combater o aquecimento global”, afirma Carlos Joly, do Instituto de Biologia da Unicamp.

Porém não é a única: já existem estudos avançados para realizar o que os cientistas chamam de sequestro geológico de carbono. É uma forma de devolver o carbono para o subsolo. Os gases de exaustão produzidos pela indústria são separados através de um sistema de filtros que coletam o CO_2 . Esse gás é comprimido, transportado e depois injetado em um reservatório geológico apropriado — que podem ser campos de petróleo maduro (já explorados ou em fase final de exploração), aquíferos salinos (lençóis de água subterrânea com água salobra não aproveitável) ou camadas de carvão que foram encontradas no solo [...]

“Os reservatórios geológicos são altamente eficazes para aprisionar fluidos em profundidade. Do contrário, o forte terremoto que causou o tsunami na Ásia teria rompido diversos depósitos geológicos naturais. No entanto, nenhum campo de gás natural ou petróleo vazou”, explica o geólogo José Marcelo Ketzer, coordenador do Centro de Excelência em Pesquisa sobre Armazenamento de Carbono (Cepac). Ketzer lembra ainda que os campos de petróleo ou gás natural guardaram esses fluidos por milhões de anos e que eles permaneceriam intactos se o homem não resolvesse trazê-los para a superfície.

[...]

Fonte: *Superinteressante*, ed. 247, dez. 2007. Disponível em: <<https://super.abril.com.br/ideias/o-que-e-sequestro-de-carbono/>>. Acesso em: 27 nov. 2017.



Lápis 13B/Arquivo da editora

Reflita

1. O que é o sequestro de carbono?
2. Por que ele é tão importante?
3. Explique como funciona o sequestro geológico de carbono. Por que é tão importante retirar o excesso de carbono da atmosfera?
4. Há também aqueles que defendem que o aquecimento médio global se dá em decorrência de variações na atividade solar. Não há consenso entre os cientistas sobre o efeito estufa. E você, o que pensa sobre isso? Como você pode defender suas ideias?

Efeitos dos óxidos no ambiente

Efeito estufa

Entre as condições que favorecem a existência de vida na Terra está o chamado efeito estufa. À semelhança do que ocorre em uma estufa de plantas, o planeta está envolto por uma camada de gases, composta de gás carbônico (CO_2), gás metano (CH_4) e óxido nitroso (N_2O), além de vapor de água (H_2O). Sem a presença dessa camada, a temperatura da Terra inviabilizaria a vida de inúmeras espécies.

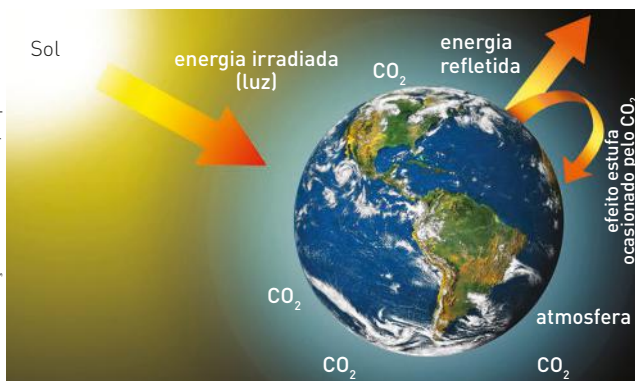
E como as temperaturas da Terra se mantêm em níveis ideais? A Terra recebe constantemente energia do Sol, principalmente na forma de luz ou radiações visíveis.

A maior parte dessa energia é absorvida pela superfície terrestre, enquanto outra parte é refletida de volta ao espaço pela própria superfície, na forma de radiações infravermelhas (não visíveis). Os gases de efeito estufa atuam impedindo que parte dessa energia refletida se dissipe (o que é desejável).

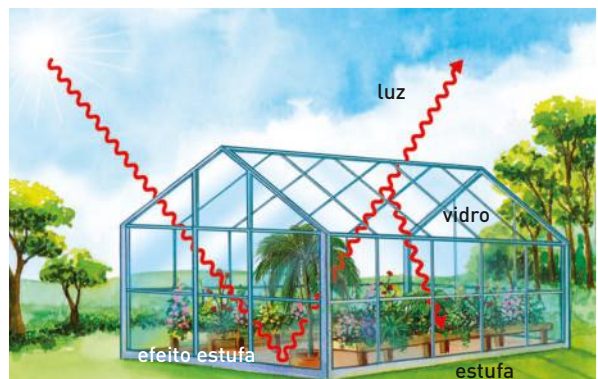
 CORES FANTASIA

 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Ilustrações: Rafael Herrera/Arquivo da editora



// Representação da participação do CO_2 no mecanismo de efeito estufa.



// O CO_2 é uma das substâncias que agem como o teto de vidro de uma estufa.

Fitoplâncton: conjunto de organismos aquáticos microscópicos e fotossintetizantes que habitam a coluna de água mais superficial de mares e lagos.

Com o aumento da concentração desses gases na atmosfera, porém, ocorre um desequilíbrio no balanço entre entrada e saída de radiação solar do planeta, acarretando aquecimento excessivo da superfície da terra.

A quantidade de CO_2 – principal gás de efeito estufa – na atmosfera tem aumentado devido ao uso intensivo de combustíveis derivados do petróleo, como a gasolina e o gás natural, e do carvão.

O dióxido de carbono é removido da atmosfera principalmente pelo **fitoplâncton** e pela vegetação, por meio do processo de fotossíntese. Com a devastação das florestas e a poluição dos mares, a quantidade de CO_2 na atmosfera aumenta.

Além disso, parte das árvores é queimada com a finalidade de preparar o terreno para plantações ou pastagens, o que produz ainda mais CO_2 . O IBGE (Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística) estima que as queimadas sejam responsáveis por 15% a 30% do aumento anual da quantidade de CO_2 na atmosfera.

O aumento da quantidade de CO_2 na atmosfera, além de afetar a qualidade de vida na Terra, intensificando o efeito estufa e causando o aumento da temperatura média da superfície do planeta, pode causar outro efeito, conhecido por branqueamento de corais. O gás carbônico atmosférico dissolve-se facilmente na água dos oceanos quando sua concentração na atmosfera aumenta. Na água, o gás carbônico forma ácido carbônico, diminuindo o pH da água e causando a morte de alguns organismos dos corais, que ficam brancos.

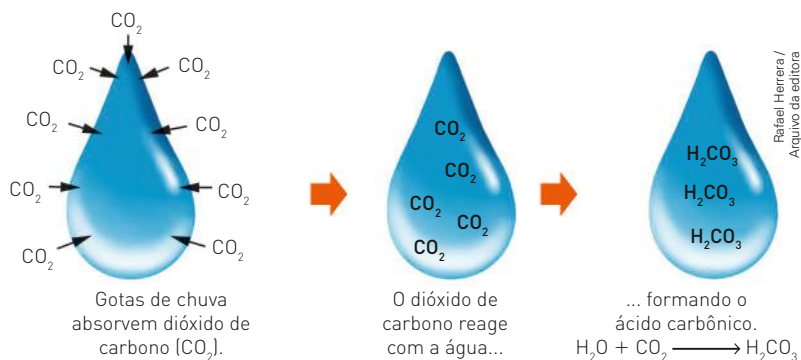
ullstein bild/Getty Images



// O fenômeno de “branqueamento” dos recifes de coral é um primeiro sinal de alerta sobre a gravidade da mudança que está ocorrendo no ambiente marinho.

Chuva ácida

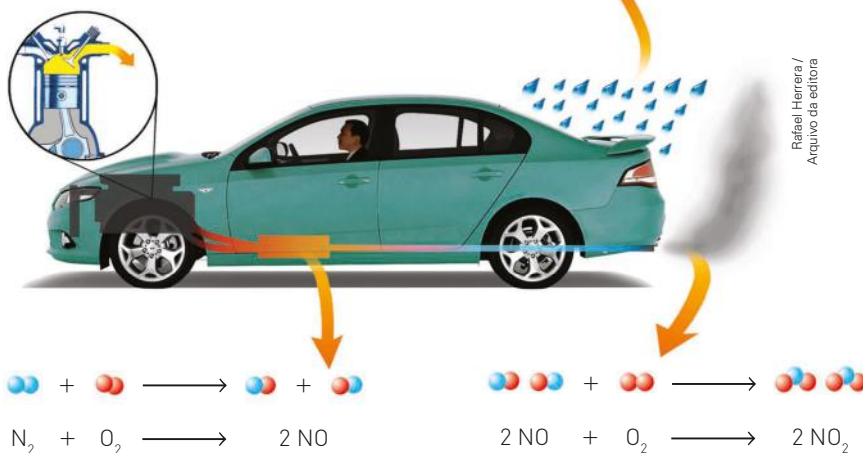
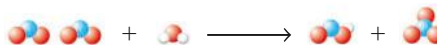
A chuva é naturalmente ácida, pois a água da chuva se combina com o gás carbônico, originando ácido carbônico (H_2CO_3).



As chuvas ácidas consideradas nocivas são de dois tipos, ocorrendo em ambientes diferentes e envolvendo substâncias diferentes, como veremos a seguir.

- **Em ambientes com relâmpagos ou com grande quantidade de veículos com motores de explosão**

A reação entre o nitrogênio (N_2) e o oxigênio (O_2) presentes no ar é muito difícil, mas ocorre durante chuvas acompanhadas de relâmpagos e no interior do motor de veículos movidos a combustão interna, em que a temperatura é elevada.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

// O dióxido de nitrogênio (NO_2), formado pela reação entre N_2 e O_2 presentes no ar, é o responsável por esse tipo de chuva ácida.

SAIBA MAIS

O azul do planeta: um retrato da atmosfera terrestre, de Mario Tolentino, Romeu Cardozo Rocha-Filho e Roberto Ribeiro da Silva. Coleção Polêmica. Editora Moderna.

O livro trata da Química relacionada à atmosfera e os principais problemas de poluição. Discute as fontes de poluentes, bem como os fenômenos de aquecimento global, destruição da camada de ozônio e chuva ácida.

- **Em ambiente poluído**



Rafael Herrera / Arquivo da editora

// Óxidos ácidos, lançados na atmosfera em centros urbanos, podem se deslocar por milhares de quilômetros pela ação dos ventos e provocar chuva ácida mesmo em áreas pouco urbanizadas.

Esse tipo de chuva ácida ocorre em grandes centros industriais e é produzido principalmente por óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3) formados a partir da queima de combustíveis, como a gasolina e principalmente o óleo *diesel*, porque ambos contêm o enxofre como impureza.

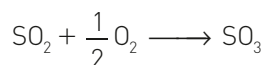
As indústrias que utilizam esses combustíveis, assim como os veículos, lançam na atmosfera grandes quantidades de SO_2 , que se transformam parcialmente em SO_3 . Esses óxidos se dissolvem e reagem com a água da chuva, formando ácidos e dando origem a uma chuva ácida, que também causa sérios problemas ambientais.

As reações que ocorrem para a formação desse tipo de chuva ácida podem ser assim representadas:

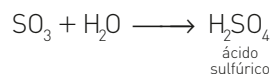
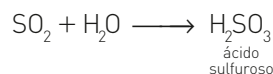
- Queima de enxofre:



- Transformação do SO_2 em SO_3 :



- Reações do SO_2 e do SO_3 com água, originando chuva ácida:



Atualmente, a chuva ácida constitui um grave problema ambiental, devido às grandes quantidades de óxidos ácidos (NO_x , SO_2 , SO_3) produzidas pela atividade humana e lançadas na atmosfera.

// A chuva ácida, também denominada deposição ácida, provoca, entre outros fenômenos: a necrose de tecido das folhas, a perda prematura das folhas e a redução do crescimento dos vegetais.



Ted Spiegel/Corbis/Latinstock

Esses óxidos podem se deslocar e cair em locais afastados dos centros urbanos, em áreas naturais que não suportam acidez elevada, provocando sérios problemas ao meio ambiente. Seus efeitos podem ser verificados em riachos e lagos, onde ocorre grande mortandade de peixes, e em florestas, cujas árvores sofrem corrosão tanto nas folhas como nos galhos. Esse fenômeno também pode ser verificado em estátuas de mármore e em estruturas metálicas.

Poluentes atmosféricos

Muitas vezes, ao passarmos perto de um carro com o motor funcionando, sentimos cheiro de gasolina ou de álcool. Isso ocorre porque uma parte do combustível não sofreu combustão e é lançada na atmosfera.

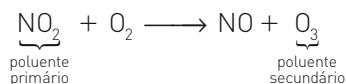
Quando a combustão não ocorre de maneira completa, forma-se, além de CO, carvão (C). Podemos perceber isso de duas maneiras:

1. formação de resíduo preto no cano de escapamento;
2. liberação de fumaça preta no ambiente.

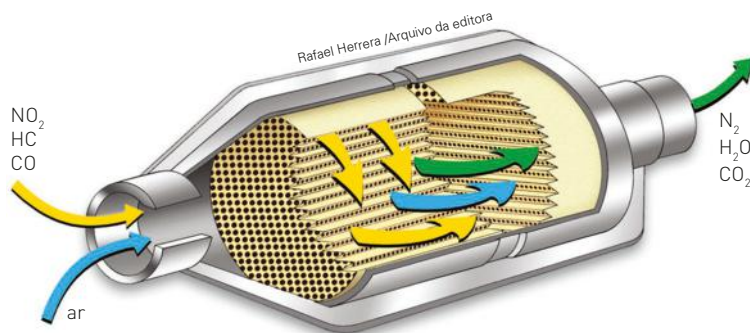
Na fumaça preta, temos a presença de materiais particulados: carvão sólido e gotículas de água em suspensão.

Conforme foi visto até agora, como consequência da atividade humana, são lançados na atmosfera CO₂, CO, SO₂, C, NO_x e combustíveis não utilizados. Esses são classificados como poluentes primários.

Alguns deles, no entanto, podem sofrer transformações, originando novos poluentes, que são denominados poluentes secundários. Um exemplo dessa transformação é a que ocorre com o NO₂.



Quando próximo à superfície, o ozônio forma uma névoa seca, sendo um dos maiores agressores dos sistemas respiratório e imunitário, além de provocar envelhecimento precoce.



// O símbolo HC representa os hidrocarbonetos componentes da gasolina e do *diesel* antes de serem queimados.

Os automóveis modernos possuem os chamados **conversores catalíticos** ou, simplesmente, **catalisadores**, que são dispositivos capazes de transformar uma substância poluente em outra substância não poluente.

Os catalisadores transformam os óxidos de nitrogênio em gás nitrogênio e assim diminuem a formação de ozônio.

Um jeito brasileiro

noomppk/Shutterstock



// Plataforma de petróleo.



mergoullat photo/Shutterstock

// Cana-de-açúcar.

A gasolina e o óleo *diesel*, ambos obtidos a partir do petróleo, uma fonte de energia não renovável, são os combustíveis mais utilizados em todo o mundo por carros e caminhões.

Quando queimados, esses combustíveis liberam na atmosfera, entre outros gases, o dióxido de enxofre, um dos principais responsáveis pela poluição nas grandes cidades.

No Brasil, o etanol (álcool comum) é produzido a partir da cana-de-açúcar, sendo, portanto, uma fonte de energia renovável. Quando queimado, ele não libera o dióxido de enxofre (SO_2). Assim, podemos perceber que o uso do etanol como combustível de automóveis ajuda a diminuir a poluição atmosférica.



Roberto Assunção/CP

// O Brasil foi o pioneiro na fabricação de um motor de carro que usa tanto o álcool quanto a gasolina como combustível. Os carros com esse tipo de motor são conhecidos por *Flex*.

Inversão térmica

Normalmente, a camada de ar mais próxima da superfície terrestre é mais quente que as camadas superiores. Esse ar aquecido é menos denso e tende a se dissipar, arrastando com ele os poluentes atmosféricos.

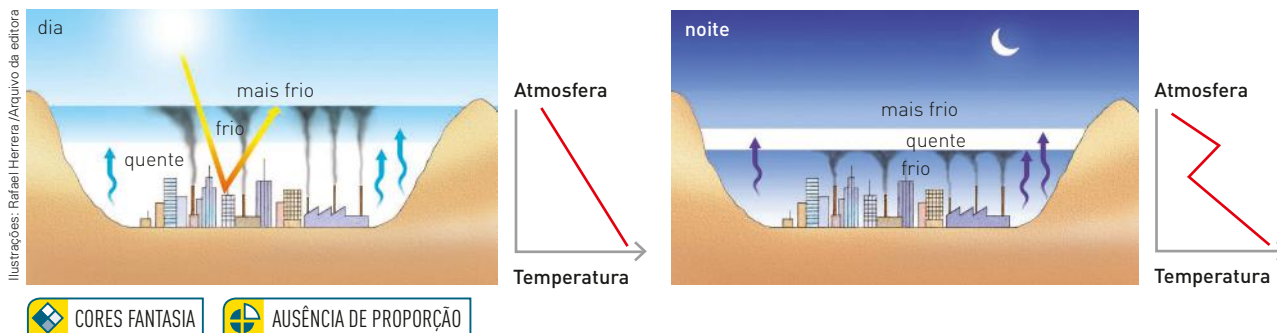
Durante algumas épocas do ano, principalmente no inverno, ocorre um fenômeno denominado inversão térmica, no qual uma massa de ar fria se forma próximo da superfície, logo abaixo da camada de ar mais quente (menos densa). Com a chegada dessa massa, os poluentes praticamente não se dissipam, podendo atingir níveis de concentração perigosos à saúde.

Com o aumento da concentração de poluentes na atmosfera, forma-se uma nuvem escura e "venenosa", uma mistura de fumaça, neblina, ar, poluentes gasosos e partículas sólidas. Essa mistura provoca irritação nos olhos, nas narinas e na garganta, além de outros problemas de saúde.

Em 1911, o Dr. Harold de Voeux, médico inglês, denominou essa nuvem *smog*. Ele descreveu os efeitos da poluição atmosférica em Londres, na Inglaterra, os quais causaram a morte de 1150 pessoas.

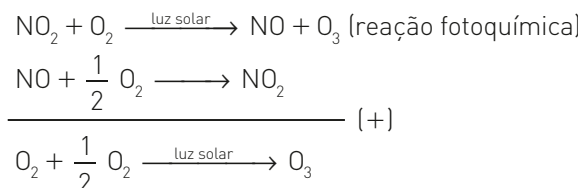
A palavra *smog* resulta da contração das palavras do inglês *smoke* (fumaça) e *fog* (neblina).

// O fenômeno da inversão térmica é comum nos meses de inverno, em que a diferença entre a temperatura durante o dia e a noite é grande. À noite, a superfície da Terra se resfria por radiação. Em noites sem nuvens e com pouco vento, o resfriamento atinge uma altura relativamente pequena, e os poluentes ficam retidos na camada de ar próxima à superfície.



Existem dois tipos de *smog*:

- **smog industrial ou de Londres:** é uma mistura de fumaça, neblina, SO_2 , H_2SO_4 , material particulado (principalmente fuligem) e outros poluentes atmosféricos. Forma-se principalmente no inverno e geralmente é acompanhado de inversão térmica.
- **smog fotoquímico ou de Los Angeles:** ao contrário do anterior, ocorre nos dias muito quentes e secos. Os principais responsáveis pela sua formação são os gases liberados pelos escapamentos dos automóveis, principalmente o NO_2 , e os hidrocarbonetos liberados antes de serem queimados. Esse *smog* é denominado fotoquímico porque envolve reações que ocorrem na presença de luz.



Ilhas de calor

Esse termo é utilizado atualmente para caracterizar regiões onde a temperatura média é de 3 °C a 5 °C maior do que nas áreas vizinhas. Isso ocorre nos grandes centros urbanos, que apresentam pequena quantidade de vegetação e grandes quantidades de vias asfaltadas, concreto e vidro. Essas condições favorecem o aumento na absorção de calor. A existência dessas construções dificulta a circulação eficiente do ar, o que faz com que a massa de ar quente se concentre sobre as cidades.

Delfim Martins/Pulsar Imagens



/// Visão aérea da cidade de São Paulo em 2013. Segundo estudo da Unesp divulgado em 2012, a formação de “ilhas de calor” deixou de ser um problema exclusivo das grandes metrópoles do país. Um levantamento feito em 14 cidades paulistas de médio e pequeno portes verificou que houve aumento de 1 °C na temperatura nos últimos 49 anos.

Fundamentando seus conhecimentos



João Prudente/Pulsar Imagens

1. Por que, na agricultura, a cal viva é adicionada ao solo?
 - a) Para aumentar a acidez do solo.
 - b) Para tornar o solo mais impermeável.
 - ✗ c) Para diminuir a acidez do solo.
 - d) Para arejar o solo.
 - e) Para fixar nitrogênio.
2. Por que é aconselhável utilizar uma luva ao manusear a cal viva?

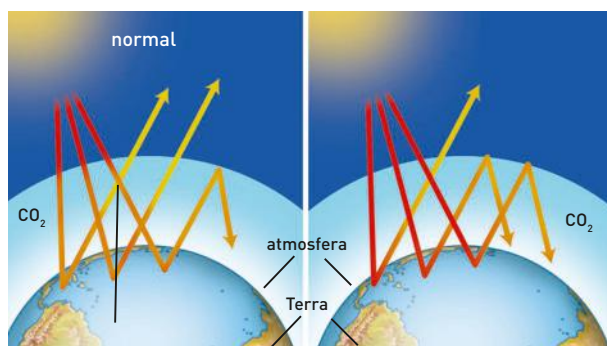
3. Uma das maneiras de diferenciar o ar inspirado do ar expirado é assoprar, utilizando um canudo, uma solução de água de cal $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ ou água de barita $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$.



Sergio Dotta Jr./Arquivo da editora

Equacione a reação entre o gás expelido e a água de cal.

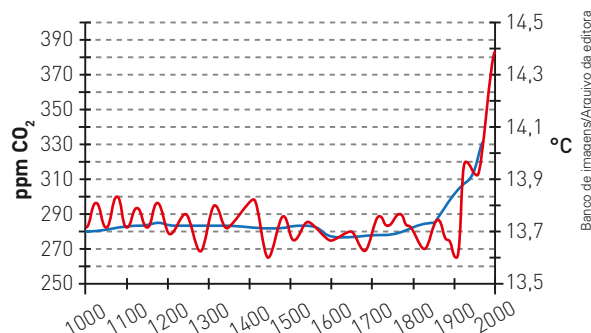
Com base na ilustração, que representa um fenômeno muito discutido atualmente, responda às questões 4 a 10.



Paulo César Pereira/Arquivo da editora

4. Qual é o nome do fenômeno?
5. Dê dois nomes para o gás indicado.
6. O que ocorre na superfície terrestre devido ao aumento na concentração de CO_2 na atmosfera?
7. Cite duas causas responsáveis pelo aumento da quantidade de CO_2 na atmosfera.
8. Quais são a fórmula e o nome da substância originada na reação da água da chuva com o CO_2 ?
9. A chuva normal é ácida, básica ou neutra? Justifique.
10. Muitos cientistas relacionam o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera com o aumento da temperatura média da Terra.

Observe o gráfico e responda aos itens:



Banco de imagens/Arquivo da editora

Fonte: <www.grida.no/climate/ipcc_tar/slides/index.htm>. Acesso em: 28 fev. 2013.

Em vermelho temos a variação da temperatura média da Terra e, em azul, a concentração de CO_2 em ppm (partes por milhão).

- I. Indique a concentração em ppm de CO_2 nos anos de 1000 e 2000.
- II. Sabendo que 1 ppm de CO_2 significa que 1 L de CO_2 está disperso em 1000000 L de ar, indique a quantidade aproximada, em litros, de CO_2 dispersa em 1000000 L de ar no ano de 1450.
- III. Você pode afirmar que sempre que ocorreu um aumento na concentração de CO_2 ocorreu também um aumento na temperatura média da Terra? Justifique sua resposta.
- IV. Qual relação pode ser estabelecida entre a concentração de CO_2 e a temperatura média da Terra nos últimos 50 anos?
- V. Cite três atitudes que contribuem para evitar o aumento do efeito estufa.

A respeito da fotografia, que mostra relâmpago na atmosfera, responda às questões 11 a 14.



Ed Viggiani/Pulsar Imagens

11. Escreva a fórmula dos dois gases mais abundantes na atmosfera.
12. A energia fornecida pelo relâmpago faz com que esses gases reajam, produzindo o dióxido de nitrogênio. Equacione a reação.
13. Equacione a reação entre o dióxido de nitrogênio e a água, originando ácido nítrico e ácido nitroso.
14. A chuva nesse tipo de ambiente é mais ácida ou menos ácida do que uma chuva normal?
15. (Enem) Um dos índices de qualidade do ar diz respeito à concentração de monóxido de carbono (CO), pois esse gás pode causar vários danos à saúde. A tabela a seguir mostra a relação entre a qualidade do ar e a concentração de CO.

Qualidade do ar	Concentração de CO – ppm* (média de 8h)
inadequada	de 15 a 30
péssima	de 30 a 40
crítica	acima de 40

*ppm (parte por milhão) = 1 micrograma de CO por grama de ar 10^{-6} g.

Para analisar os efeitos do CO sobre os seres humanos, dispõe-se dos seguintes dados:

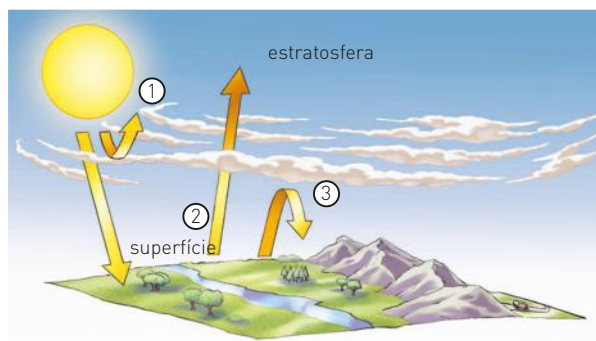
Concentração de CO (ppm)	Sintomas em seres humanos
10	nenhum
15	diminuição da capacidade visual
60	dores de cabeça
100	tonturas, fraqueza muscular
270	inconsciência
800	morte

Suponha que você tenha lido em um jornal que na cidade de São Paulo foi atingido um péssimo nível de qualidade do ar. Uma pessoa que estivesse nessa área poderia:

- a) não apresentar nenhum sintoma.
 - ☒ b) ter sua capacidade visual alterada.
 - c) apresentar fraqueza muscular e tontura.
 - d) ficar inconsciente.
 - e) morrer.
16. (Enem) Qual das seguintes fontes de produção de energia é a mais recomendável para a diminuição dos gases causadores do aquecimento global?
- a) Óleo *diesel*.
 - b) Gasolina.
 - c) Carvão mineral.
 - d) Gás natural.
 - ☒ e) Vento.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Uerj) Os combustíveis fósseis, que têm papel de destaque na matriz energética brasileira, são formados, dentre outros componentes, por hidrocarbonetos. A combustão completa dos hidrocarbonetos acarreta a formação de um óxido ácido que vem sendo considerado o principal responsável pelo efeito estufa. A fórmula química desse óxido corresponde a
 - ☒ a) CO_2 .
 - b) SO_3 .
 - c) H_2O .
 - d) Na_2O .
2. (UFPR) A emissão de determinados gases tem levado a alterações na composição da atmosfera, contribuindo para o efeito estufa. Com relação a esse tema, considere a figura:



Os raios solares são, em parte, refletidos pela atmosfera de volta ao espaço. Outra grande parte penetra a atmosfera, podendo chegar até o nível do solo, mantendo o aquecimento no planeta (1). É esse aquecimento que mantém a temperatura mais amena, possibilitando a manutenção da vida. Parte do calor gerado no solo e na atmosfera é refletido de volta à atmosfera, na forma de radiação infravermelha (2).

Parte dessa radiação é então reirradiada para a terra, aumentando a retenção de calor no planeta (3).

- Que nome se dá ao desequilíbrio ambiental representado pela etapa 3?
- Cite duas substâncias liberadas no meio ambiente pelo homem que interferem na etapa 3 do processo descrito anteriormente. Quais são as principais fontes antrópicas dessas substâncias?

3. Observe as imagens a seguir.



Representação artística do aumento da temperatura média do planeta.



Urso-polar.

Escreva em seu caderno um pequeno texto relacionando as duas imagens ao aumento do efeito estufa.

4. (Colégio Naval-RJ)

Um importante avanço na indústria automobilística refere-se aos dispositivos chamados conversores catalíticos trifásicos. Esse aparelho, que substitui o cano de escape comum, converte cerca de 95% dos gases nocivos em produtos relativamente inofensivos. No Brasil, as primeiras levas de veículos com esse dispositivo chegaram ao mercado em 92.

(Scarlatto e Pontim, *Do Nicho ao Lixo*. Atual Edit.)

Esse conversor apresenta um problema a ser resolvido: ele transforma monóxido de carbono (CO), que é altamente tóxico, em dióxido de carbono (CO₂), que, embora seja bem menos tóxico, apresenta um efeito prejudicial de grande preocupação para a sociedade atual.

Assinale a opção que corresponde a este efeito.

- Danifica a camada de ozônio.
- Incentiva a eutrofização.
- Gera a inversão térmica.
- Intensifica o efeito estufa.
- Estimula a desertificação dos ecossistemas.

5. (Enem)

Sabe-se que o aumento da concentração de gases como CO₂, CH₄ e N₂O na atmosfera é um dos fatores responsáveis pelo agravamento do efeito estufa. A agricultura é uma das atividades humanas que pode contribuir tanto para a emissão quanto para o sequestro desses gases, dependendo do manejo da matéria orgânica do solo.

ROSA, A. H.; COELHO, J. C. R. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*. São Paulo, n. 5, nov. 2003 (adaptado).

De que maneira as práticas agrícolas podem ajudar a minimizar o agravamento do efeito estufa?

- Evitando a rotação de culturas.
- Liberando o CO₂ presente no solo.
- Aumentando a quantidade de matéria orgânica do solo.
- Queimando a matéria orgânica que se deposita no solo.
- Atenuando a concentração de resíduos vegetais do solo.

6. (UFPA) O carvão foi uma das primeiras fontes de energia e, em pleno século XXI, ainda é muito empregado, haja vista a possibilidade de instalação, no Pará, de uma termoeletrônica alimentada por carvão mineral. Sua composição média varia muito, porém os valores mais comuns são: 4% de umidade, 5% de matéria volátil, 81% de carbono e materiais minerais diversos que levam, após a combustão, à formação de, aproximadamente, 10% de cinzas. Estas cinzas ou “pó do carvão” são muito leves e, para que não levantem poeira, devem ser armazenadas em ambiente com umidade controlada. As cinzas são constituídas de uma série de elementos, normalmente expressos na forma de óxidos: SiO₂, Al₂O₃, TiO₂, Fe₂O₃, CaO, MgO, K₂O, Na₂O, P₂O₅, Mn₃O₄, BaO. Além desses, outro óxido importante é o SO₃, produzido e liberado na forma gasosa durante o processo de combustão. Entre os óxidos produzidos na combustão do carvão que são mencionados no texto, o responsável pela formação da chuva ácida é o:

- Mn₃O₄.
- SO₃.
- Al₂O₃.
- BaO.
- Na₂O.

7. (Enem) Uma região industrial lança ao ar gases como o dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio, causadores da chuva ácida. A figura a seguir mostra a dispersão desses gases poluentes.



Rafael Herrera/Arquivo da editora

Considerando o ciclo da água e a dispersão dos gases, analise as seguintes possibilidades:

- I. As águas de escoamento superficial e de precipitação que atingem o manancial poderiam causar aumento de acidez da água do manancial e provocar a morte de peixes.
- II. A precipitação na região rural poderia causar aumento de acidez do solo e exigir procedimentos corretivos, como a calagem.
- III. A precipitação na região rural, embora ácida, não afetaria o ecossistema, pois a transpiração dos vegetais neutralizaria o excesso de ácido.

Dessas possibilidades:

- a) pode ocorrer apenas a I.
- b) pode ocorrer apenas a II.
- ☒ c) podem ocorrer tanto a I quanto a II.
- d) podem ocorrer tanto a I quanto a III.
- e) podem ocorrer tanto a II quanto a III.

8. (Enem) Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, dentre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO_2), que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida).

Um dos danos ao meio ambiente diz respeito à corrosão de certos materiais. Considere as seguintes obras:

- I. monumento Itamarati – Brasília (mármore).
- II. esculturas do Aleijadinho – MG (pedra-sabão, contém carbonato de cálcio).
- III. grades de ferro ou alumínio de edifícios.

A ação da chuva ácida pode acontecer em:

- a) I apenas.
- b) I e II apenas.
- c) I e III apenas.
- d) II e III apenas.
- ☒ e) I, II e III.

9. (Uece) Em julho de 2005, foram encontrados os primeiros indícios da existência de petróleo na camada pré-sal próximo a Paraty, litoral sul do Rio de Janeiro. Não existem lagoas de petróleo no subsolo; contudo, existem rochas sedimentares impregnadas pelo combustível. Na escala de tempo geológico, as rochas em que o petróleo do pré-sal está impregnado formaram-se antes da camada de sal que o recobre. Por isso, a denominação pré-sal. Espera-se que o petróleo bruto encontrado nessa camada tenha baixo teor de enxofre, para que, no processo de combustão da gasolina, ocorra, na atmosfera, pouca emissão de dióxido de enxofre, um dos responsáveis pela chuva ácida. Assinale a opção que corresponde corretamente às equações químicas da chuva ácida.

- ☒ a) $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$
 $\text{SO}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$
- b) $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
 $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 (\text{aq})$
- c) $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$
 $2 \text{SO}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$
- d) $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$
 $2 \text{SO}_3 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_3 (\text{aq}) + \text{O}_2 (\text{g})$

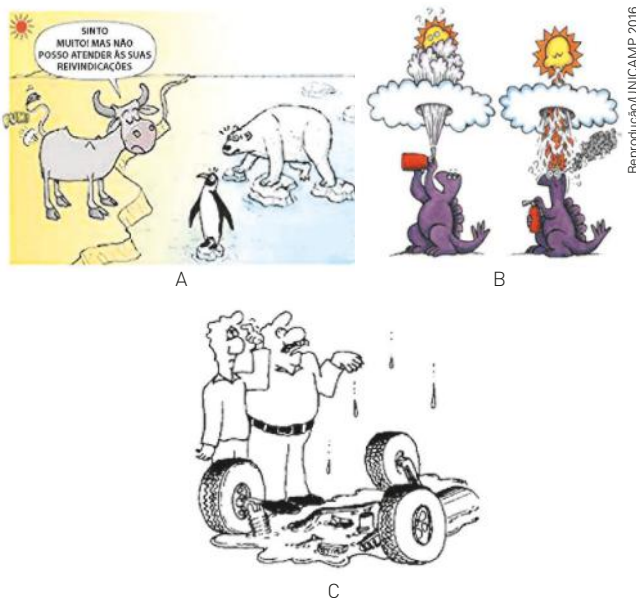
10. (UFRRJ) Nos dias atuais, a preocupação com o meio ambiente começa a ser uma realidade no meio empresarial, vide o certificado ISO 14 000, concedido a empresas que são consideradas “ambientalmente corretas”. O Brasil apresenta uma série de candidatas para receber esse certificado; afinal, o país que apresenta uma das mais severas leis ambientais do mundo não poderia deixar de ser também o pioneiro nessa certificação. Um tópico com o qual o Governo Federal terá muito trabalho será quanto à emissão de gases poluentes, tais como o anidrido sulfúrico e o sulfuroso, que geram, ao reagirem com a umidade do ar, o ácido sulfúrico. As fórmulas desses dois gases poluentes são, respectivamente:

- a) SO_2 e SO .
- b) SO_3 e S_2O_3 .
- c) SO_2 e S_2O_3 .
- d) SO_3 e H_2SO_4 .
- ☒ e) SO_3 e SO_2 .

11. (UFU-MG) A chuva ácida constitui um grave problema ambiental, devido à grande quantidade de óxidos, principalmente SO_2 e SO_3 , produzidos pela atividade humana e lançados na atmosfera. Acerca desse assunto, assinale a alternativa incorreta.

- a) SO_2 e SO_3 são óxidos que reagem fortemente com bases tendo como produtos sal e água, além de calor.
- ✗ b) A combinação desses óxidos com vapor de água atmosférico resulta no ácido sulfúrico, em uma única etapa.
- c) Esses óxidos têm as suas solubilidades em água aumentadas quando submetidos a altas pressões.
- d) O ácido formado a partir do SO_3 é mais forte do que o ácido formado a partir do SO_2 .

12. (Unicamp-SP) A figura a seguir apresenta três ilustrações cômicas que remetem a interferências antropogênicas no meio ambiente, que podem levar a consequências trágicas que inviabilizariam a continuidade de vida na Terra.



- a) Dê o nome do problema ambiental enfatizado em cada uma das situações A, B e C, retratadas na figura.
- b) Dos problemas ambientais apontados na figura, identifique o que está, atualmente, mais em evidência e indique uma possível solução para minimizá-lo.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFSC) Um agricultor necessita fazer a calagem do solo (correção do pH) para o cultivo de hortaliças e, nesse processo, utilizará cal virgem (CaO). Com base na informação acima, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- ✗ 01) Cal virgem reage com água segundo a equação: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.
- ✗ 02) A calagem diminui a acidez do solo.
- ✗ 04) A dissociação de hidróxido de cálcio em água libera íons (OH)^- que neutralizam os íons H^+ presentes no solo.
- 08) Cal virgem é um óxido ácido.
- ✗ 16) A calagem é um processo de neutralização.

2. (Enem) Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem:

Solo ácido não favorece plantio

Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo do girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com

pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, 40 kg a 60 kg de nitrogênio, 40 kg a 80 kg de potássio e 40 kg a 80 kg de fósforo. O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a “calagem”.

(Folha de S. Paulo, 25/09/1996)

Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem – CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio [Ca(OH)_2], que reage com os íons H^+ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando íons Ca^{2+} no solo. Considere as seguintes equações:

- I. $\text{CaO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- II. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- III. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- IV. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

O processo de calagem descrito anteriormente pode ser representado pelas equações:

- a) I e II.
- b) I e IV.
- c) II e III.
- d) II e IV.
- e) III e IV.

3. (Unicamp-SP) Muitos problemas sociais e ambientais têm-se tornado motivo de piadas e alvo de charges em jornais e revistas. Um exemplo deste tipo está mostrado nas figuras abaixo.

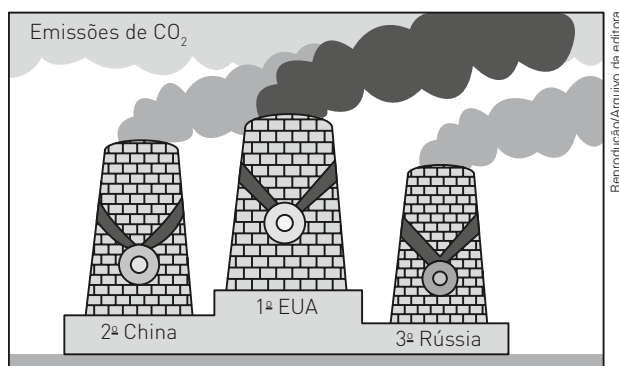


(Disponível em http://josiasdesouza.folha.blog.uol.com.br/arch2007-10-01_2007-10-31.html. Acessado em 25/10/2016.)

Levando em conta as informações abstraídas das figuras, depreende-se que as charges remetem a um problema recorrente de contaminação de

- a) leite, sendo que a figura da esquerda diz respeito ao acerto da acidez, e a da direita diz respeito à eliminação de microrganismos.
- b) leite, sendo que a figura da esquerda diz respeito à eliminação de microrganismos, e a da direita diz respeito ao acerto da acidez.
- c) dois produtos, por leite, sendo que a figura da esquerda diz respeito à contaminação de hidróxido de sódio, e a da direita diz respeito à contaminação de peróxido de hidrogênio.
- d) hidróxido de sódio, por leite, na figura da esquerda, e a figura da direita não diz respeito à contaminação de nenhum produto.

4. (UFU-MG) Observe a figura.



Assinale a alternativa incorreta sobre as emissões de gás carbônico.

- a) As emissões de gás carbônico aumentam com a industrialização dos países em desenvolvimento.
- b) O gás carbônico, quando dissolvido na água dos rios, tem seu pH reduzido.
- c) O gás carbônico, representado por CO_2 , é emitido pela queima de combustíveis fósseis em países pouco industrializados.
- d) O gás carbônico é um dos gases responsáveis pelo efeito estufa.

5. (UPE) Analise a charge.

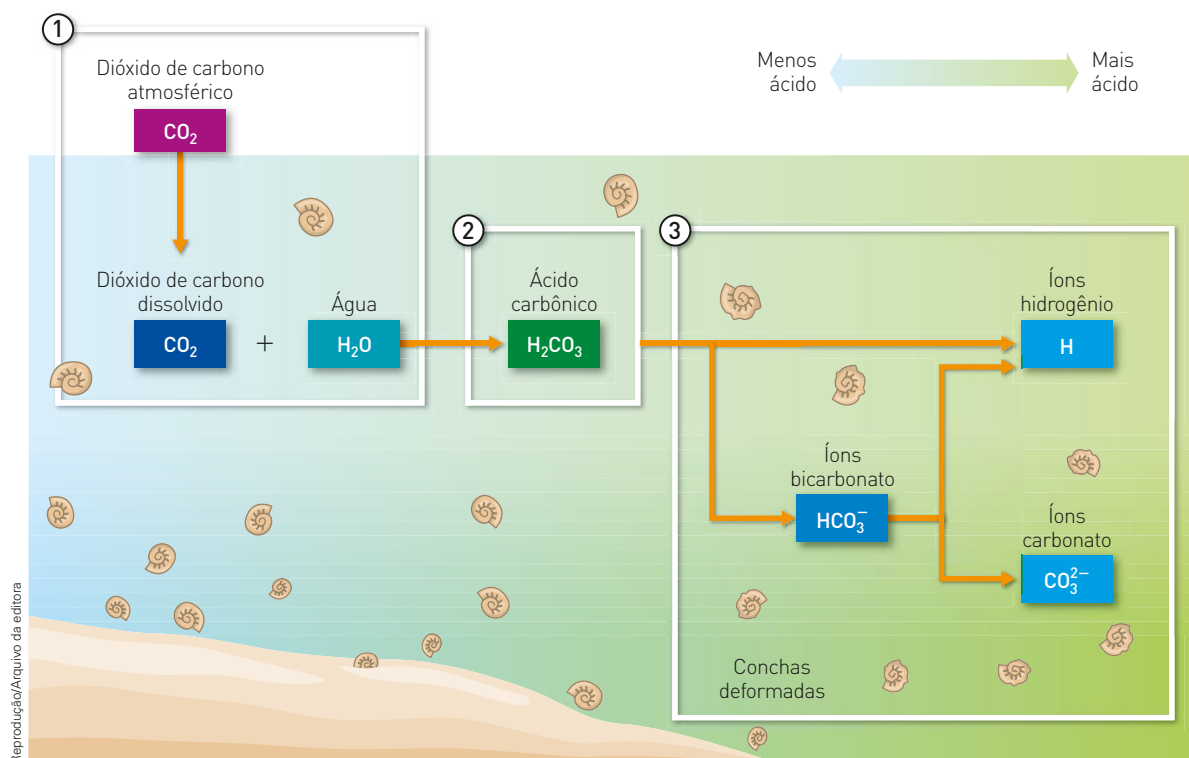


Disponível em: <<http://sandromeira12.wordpress.com/2010/02/>>.

O sentido da crítica nela contida se vincula, principalmente, ao:

- a) acréscimo do pH das águas dos oceanos pela chuva ácida provocada por causa da maior concentração no ar atmosférico de fluorcarbonos, CO_2 , SO_2 e NO_x .
- b) efeito da participação humana na emissão de poluentes atmosféricos — como clorofluorcarbonos, hidrofluorcarbono CO_2 , SO_2 e NO_x — no desequilíbrio do efeito estufa.
- c) derretimento do líquido lubrificante existente no corpo das aves por causa da contaminação dos corpos d'água pelas emissões de O_3 dos purificadores de água, industriais e domésticos.
- d) aumento das mutações nas aves por causa da variação da temperatura nos corpos d'água, provocada pelo acúmulo de clorofluorcarbonos e hidrofluorcarbonos no buraco existente sobre a Patagônia.
- e) risco de extinção das camadas polares pela criação humana do efeito estufa da Terra, em decorrência das altas concentrações de poluentes — como CO_2 , SO_2 e CH_4 — emitidos por fábricas, automóveis e criações extensivas de animais.

6. [Enem] Parte do gás carbônico da atmosfera é absorvida pela água do mar. O esquema representa reações que ocorrem naturalmente, em equilíbrio, no sistema ambiental marinho. O excesso de dióxido de carbono na atmosfera pode afetar os recifes de corais.



O resultado desse processo nos corais é o(a)

- a) seu branqueamento, levando à sua morte e extinção.
- b) excesso de fixação de cálcio, provocando calcificação indesejável.
- c) menor incorporação de carbono, afetando seu metabolismo energético.
- d) estímulo da atividade enzimática, evitando a descalcificação dos esqueletos.
- x e) dano à estrutura dos esqueletos calcários, diminuindo o tamanho das populações.

7. [Fuvest-SP] Acreditava-se que a dissolução do dióxido de carbono atmosférico na água do mar deveria ser um fenômeno desejável por contribuir para a redução do aquecimento global. Porém, tal dissolução abaixa o pH da água do mar, provocando outros problemas ambientais. Por exemplo, são danificados seriamente os recifes de coral, constituídos, principalmente, de carbonato de cálcio.

A equação química que representa simultaneamente a dissolução do dióxido de carbono na água do mar e a dissolução dos recifes de coral é:

- s = sólido
- g = gasoso
- ℓ = líquido
- aq = aquoso

- a) $\text{CaC}_2(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ℓ}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
- b) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ℓ})$
- c) $\text{CaC}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ℓ}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
- x d) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ℓ}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{aq})$
- e) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

8. (Unicamp-SP) A tira tematiza a contribuição da atividade humana para a deterioração do meio ambiente. Do diálogo apresentado, pode-se depreender que os ursos já sabiam



(Fonte: <http://www.caglecartoons.com/viewimage.asp?ID={15E52E8D-3CE2-4DF6-B331-D109F2DD2BBC}.>)

- a) do aumento do pH dos mares e acabam de constatar o abaixamento do nível dos mares.
 - b) da diminuição do pH dos mares e acabam de constatar o aumento do nível dos mares.
 - ☒ c) do aumento do nível dos mares e acabam de constatar o abaixamento do pH dos mares.
 - d) da diminuição do nível dos mares e acabam de constatar o aumento do pH dos mares.
9. Efeito estufa é o fenômeno provocado pelo calor proveniente do Sol, refletido pela Terra na atmosfera e retido por uma capa de gases. Apesar de natural, o efeito tem se intensificado pela ação humana com a queima de combustíveis fósseis, desmatamento, entre outros. Pode-se afirmar que o efeito estufa ocorre devido à formação de:
- a) uma fonte térmica terrestre capaz de transferir, por condução, calor para o subsolo, rios e oceanos.
 - b) correntes de convecção, que intensificam a dispersão da poluição atmosférica, evitando a chamada inversão térmica.
 - ☒ c) gases-estufa acumulados na atmosfera, que bloqueiam a saída do calor irradiado pelo solo, elevando a temperatura da Terra.
 - d) um manto de ar na superfície terrestre, que possibilita aos seres humanos se adaptarem facilmente às novas condições climáticas.
 - e) poluentes atmosféricos, que contaminam o ar e produzem odores indesejáveis, não ameaçando a vida humana, animal ou vegetal.
10. Um grave problema que algumas cidades enfrentam hoje é a poluição atmosférica que surge de

atividades geradas pelo ser humano (antropogênicas), pois elas podem aumentar a quantidade de alguns componentes que existem no ar em pequena proporção.

Considerando a composição do ar atmosférico seco, pode-se afirmar corretamente que o gás presente em maior proporção e o gás decorrente de atividades antropogênicas, que é um dos principais responsáveis pela intensificação do efeito estufa, são, respectivamente,

- ☒ a) nitrogênio e gás carbônico.
 - b) oxigênio e gás carbônico.
 - c) oxigênio e nitrogênio.
 - d) nitrogênio e argônio.
 - e) oxigênio e argônio.
11. De acordo com o IPCC, algumas ações humanas estão agravando o aquecimento do planeta. Entre as citadas a seguir, aponte aquela que está em desacordo com as propostas para redução da emissão de gases do efeito estufa.
- a) Deixar o carro em casa pelo menos uma vez por semana.
 - b) Substituir o uso do carro pela bicicleta ou caminhar sempre que possível.
 - ☒ c) Ampliar a produção de carros movidos a *diesel*, combustível de menor preço.
 - d) Investir em tecnologias para desenvolver biocombustíveis a partir da biomassa.
 - e) Utilizar o transporte coletivo ou compartilhar o automóvel com pessoas conhecidas.
12. A dinâmica do *ciclo do carbono* é muito variável, quer no espaço quer no tempo. As emissões de carbono ocorrem devido às ações dos seres vivos ou devido a outros fenômenos, como uma erupção vulcânica que, por exemplo, provoca um aumento temporário de carbono na atmosfera. O sequestro (absorção) do carbono da atmosfera (CO_2) é feito principalmente pelos seres clorofilados que, no processo de fotossíntese, sintetizam a molécula da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Para manter armazenado, por longo prazo, o carbono que foi retirado da atmosfera, é aconselhável
- a) controlar as atividades vulcânicas.
 - b) transformar as florestas em zonas agrícolas.
 - c) instalar hortas em grande parte das residências.
 - ☒ d) impedir o desflorestamento e estimular o reflorestamento.
 - e) diminuir a biodiversidade, facilitando os cálculos sobre as atividades respiratórias.

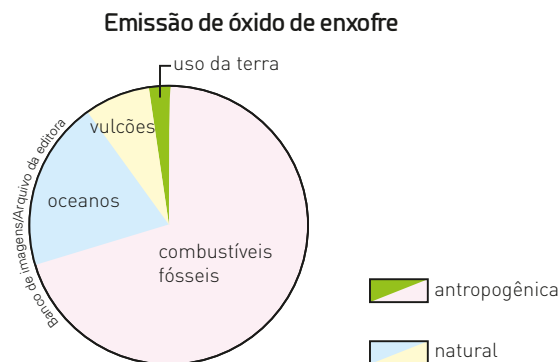
13. Segundo os resultados apresentados em Paris, pelo Painel Intergovernamental de Mudanças Climáticas (IPCC), no início de fevereiro de 2007, a culpa pelas aceleradas alterações climáticas das últimas décadas é do próprio homem. No estudo da Terra como um sistema, considera-se não apenas o clima, mas também as mudanças nos oceanos e o uso do solo. O papel que os humanos desempenham em tudo isso é fundamental para a construção de um planeta sustentável.

(Adaptado de: <www1.folha.uol.com.br/fsp/ciencia/fe0502200701.htm>. Acesso em: fev. 2007.)

Leia as alternativas a seguir e aponte aquela que é coerente com a ideia de *desenvolvimento sustentável* apresentada no texto.

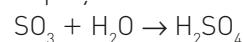
- a) A pesca predatória, praticada em várias partes do planeta, deve ser permitida quando se tratar de espécies com valor comercial.
- b) O aquecimento global permite a transformação do gelo em água líquida, favorecendo a estabilidade dos ecossistemas.
- c) O uso intensivo do solo, em grande parte da superfície do planeta, deve ser estimulado, pois representa uma medida de prevenção à erosão.
- x d) A fotossíntese deve ser estimulada, pois os clorofilados retiram gás carbônico do ar, o qual poderá retornar ao ambiente pela respiração dos seres vivos.
- e) A presença de óxidos e de material particulado na atmosfera é importante, pois esse material filtra os raios solares e diminui o aquecimento do solo.

14. As fontes naturais de emissão de compostos de enxofre na atmosfera são os oceanos, a poeira da terra, as erupções vulcânicas e a decomposição de matéria orgânica. Já as *fontes antropogênicas* de emissão de compostos de enxofre na atmosfera são a queima de combustíveis fósseis e a atividade industrial. Os óxidos de enxofre presentes na atmosfera, ao se combinarem com a água da chuva, originam a chuva ácida. O gráfico abaixo mostra os fatores responsáveis pela emissão de óxidos de enxofre na atmosfera.



Analisar as afirmações e copie em seu caderno apenas as corretas.

- x I. A queima de combustíveis fósseis pelo ser humano é a principal responsável pela emissão de óxidos de enxofre.
- x II. O uso da terra é uma causa antropogênica de emissão de óxidos de enxofre.
- x III. As emissões de óxidos de enxofre pelos oceanos são maiores do que a soma das emissões provenientes do uso da terra e de erupções vulcânicas.
- x IV. A formação da chuva ácida pode ser representada pela equação:



Leia o texto para responder às questões 15 e 16.

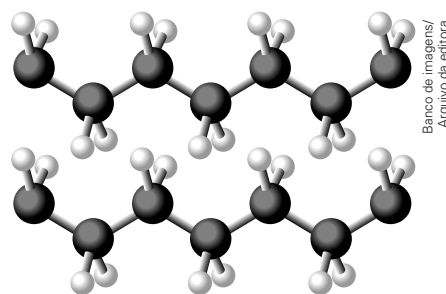
Por volta de 1834, o norte-americano Charles Goodyear teve a ideia de misturar um pó seco à borracha, para absorver o excesso de umidade que a tornava muito pegajosa quando fazia calor.

Em 1839, enquanto fazia experiências com enxofre em pó como agente secante, acidentalmente deixou cair, sobre um fogão quente, um pouco de borracha misturada ao enxofre. A massa carbonizada e viscosa que se formou chamou sua atenção, o que o levou a descobrir um processo que produziria resultados uniformes: uma borracha permanentemente rija, elástica e estável, no inverno ou no verão.

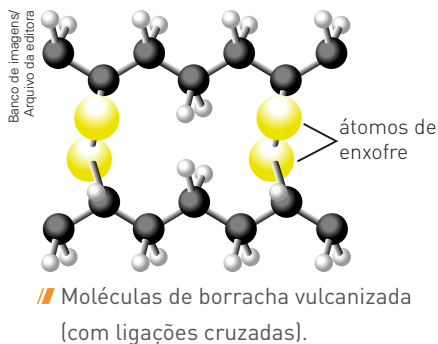
Goodyear, por não ser químico e desconhecer a estrutura da borracha natural, não compreendeu que, com o enxofre, tinha conseguido as ligações cruzadas fundamentais entre as moléculas de borracha, o que permite que essas moléculas permaneçam flexíveis, mas impede que escorreguem umas pelas outras com o calor.

LE COUTEUR, Penny; BURRESON, Jay. *Os botões de Napoleão: as 17 moléculas que mudaram a História*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006. Adaptado.

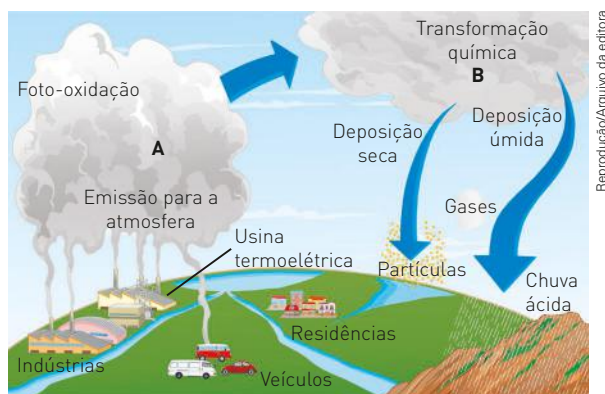
O processo descrito anteriormente foi denominado vulcanização da borracha em referência a Vulcano, o deus romano do fogo. Observe, nos esquemas a seguir, como os átomos de enxofre “prendem” as cadeias umas às outras.



// Moléculas de borracha não vulcanizada (sem ligações cruzadas).



15. Sobre a borracha, é correto afirmar que:
- a energia produzida na sua combustão é uma energia limpa.
 - a borracha não vulcanizada amolece com o calor, ficando pegajosa, e suas moléculas es-
corregam umas sobre as outras.
 - a queima de objetos elaborados com a borra-
cha vulcanizada, como os pneus, não contribui
para potencializar o efeito estufa.
 - a descoberta não foi acidental, pois Goodyear
perseguuiu a ideia de que seria capaz de reti-
rar a umidade que a borracha apresentava
no verão.
 - o descarte da borracha vulcanizada é um proble-
ma para a sociedade, uma vez que o processo de
degradação no ambiente é extremamente rápido.
16. A combustão da borracha vulcanizada potencia-
liza a formação da chuva ácida, pois:
- o enxofre liberado não reage com a água da
chuva.
 - a reação da borracha com a água da chuva
aumenta a acidez da água.
 - a combustão é incompleta, formando a fuligem
(carvão em pó), que reage com a água da chuva.
 - a borracha, quando queimada, produz compos-
tos de caráter básico, neutralizando a acidez
da chuva.
 - o enxofre, quando queimado, produz compos-
tos que reagem com a água da chuva tornan-
do-a mais ácida.
17. (Fuvest-SP) Observe a imagem a seguir, que apre-
senta uma situação de intensa poluição do ar que
danifica veículos, edifícios, monumentos e vege-
tação e acarreta transtornos ainda maiores para
a população. Trata-se de chuvas com poluentes
ácidos ou corrosivos produzidos por reações químicas na atmosfera.



Atlas do meio ambiente do Brasil. Embrapa, 1996. Adaptado.

Com base na figura e em seus conhecimentos,

- a) identifique, em A, dois óxidos que se destacam e, em B, os ácidos que geram a chuva ácida, originados na transformação química desses óxidos. Responda no quadro abaixo.

A	B

- b) explique duas medidas adotadas pelo poder público para minimizar o problema da poluição atmosférica na cidade de São Paulo.

18. (UFRJ) A queima do enxofre presente na gasolina e no óleo *diesel* gera dois anidridos que, combinados com a água da chuva, formam seus ácidos correspondentes. Escreva as fórmulas desses ácidos e indique o ácido mais forte. Justifique sua indicação.
19. (Enem) O processo de industrialização tem gera-
do sérios problemas de ordem ambiental, econô-
mica e social, entre os quais se pode citar a
chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em
maiores proporções na água da chuva são o
 H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 atmosférico
com a água, o HNO_3 , o HNO_2 , o H_2SO_4 e o H_2SO_3 .
Esses quatro últimos são formados principalmen-
te a partir da reação da água com os óxidos de
nitrogênio e de enxofre gerados pela queima
de combustíveis fósseis.

A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

- a) HNO_3 e HNO_2 .
 b) H_2SO_4 e H_2SO_3 .
 c) H_2SO_3 e HNO_2 .
 x d) H_2SO_4 e HNO_3 .
 e) H_2CO_3 e H_2SO_3 .

20. (Enem)

Estações da RMSP	Qualidade	Índice	Poluente
Parque D. Pedro II	boa	6	MP_{10}
São Caetano do Sul	regular	60	NO_2
Congonhas	boa	15	MP_{10}
Osasco	inadequada	175	CO
Pinheiros	má	283	SO_2

MP_{10} — partículas inaláveis: aquelas cujo diâmetro aerodinâmico é menor que $10\ \mu\text{m}$.
 CO — monóxido de carbono: gás incolor e inodoro que resulta da queima incompleta de combustíveis de origem orgânica (combustíveis fósseis, biomassa, etc.). Emitido principalmente por veículos automotores.
 NO_2 — dióxido de nitrogênio: formado principalmente nos processos de combustão de veículos automotores. Dependendo das concentrações, o NO_2 pode causar prejuízos à saúde.
 SO_2 — dióxido de enxofre: resulta principalmente da queima de combustíveis que contêm enxofre, como óleo *diesel*. Pode reagir com outras substâncias presentes no ar, formando partículas à base de sulfato responsáveis pela redução da visibilidade na atmosfera.

0-50	51-100	101-199	200-299	> 299
boa	regular	inadequada	má	péssima

A Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb) divulga continuamente dados referentes à qualidade do ar na região metropolitana de São Paulo. A tabela apresentada corresponde a dados hipotéticos que poderiam ter sido obtidos pela Cetesb em determinado dia. Se esses dados fossem verídicos, então seria mais provável encontrar problemas de visibilidade:

- a) no Parque D. Pedro II.
 b) em São Caetano do Sul.
 c) em Congonhas.
 d) em Osasco.
 x e) em Pinheiros.

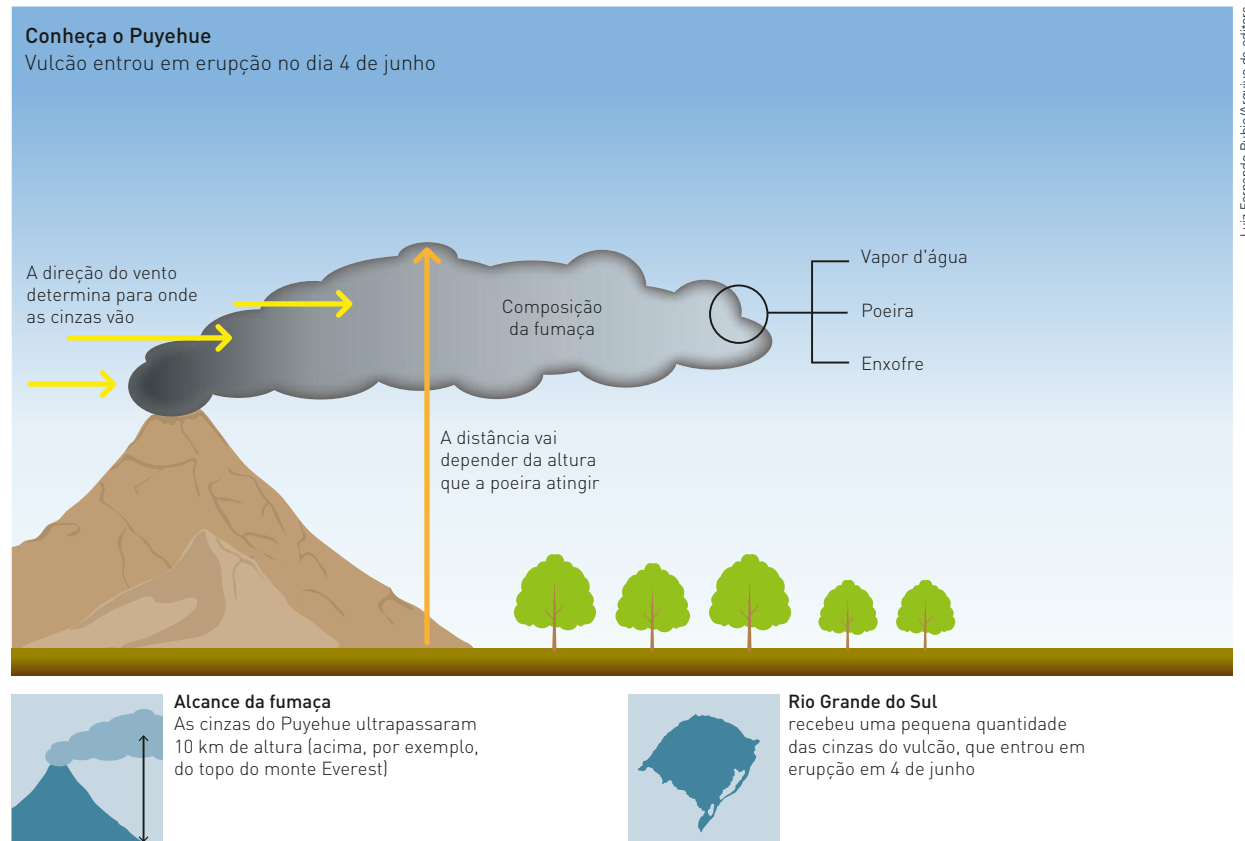
21. O vulcão Puyehue, localizado na Patagônia chilena em meio à cordilheira dos Andes, perto da fronteira com a Argentina, encontrava-se inativo desde o terremoto de 1960. Com cerca de 2 440 metros de altura, entrou em erupção em 4 de junho de 2011. O governo chileno ordenou a retirada de cerca de 3 500 pessoas que viviam em cerca de 20 localidades nas proximidades do vulcão. “Percebemos uma coluna de fumaça no cume do vulcão (...) e sentimos um odor de enxofre”, contou o chileno Juan Andres Varas.

A nuvem de poeira vulcânica expelida ficou à deriva. Foi ao oceano Atlântico, caminhou sobre o mar. Estava clareando, mas, de repente, os ventos a trouxeram de volta, atingindo mais intensamente a Argentina, o Chile e o Uruguai.

O evento não se restringiu à atmosfera. O rio Nilahue, antes cristalino, passou a apresentar uma tonalidade de cor de chocolate. Além disso, a temperatura da água chegou a $45\ ^\circ\text{C}$, devido ao material incandescente que caiu sobre ela. Segundo um técnico do governo chileno, os detritos do vulcão podem bloquear seu leito temporariamente.

Na cidade argentina de Bariloche, foi registrada pela população uma forte queda de cinzas, como se fosse neve, tornando a cidade e as grandes florestas de gimnospermas completamente cinzentas. As autoridades aconselharam os habitantes a não saírem de casa e a fecharem portas e janelas. Os poucos moradores que saíram às ruas usavam máscaras para evitar a inspiração de cinzas vulcânicas.

Apesar do contínuo desenvolvimento tecnológico da humanidade, a natureza continua surpreendendo, promovendo mudanças ambientais e colocando em xeque a organização e o funcionamento das atividades socioeconômicas.



Fonte: modificado de <www.iengenharia.org.br/site/noticia.php?id_sessao=4&id_noticia=5471>.

De acordo com elementos do texto e da ilustração, responda às questões a seguir.

a) “[...] e sentimos um odor de enxofre”.

O cheiro de enxofre relatado é devido à liberação de um certo gás que, quando presente nas camadas inferiores da atmosfera, pode causar determinado impacto ambiental. Diga que impacto é esse e como ele ocorre.

b) “[...] e as grandes florestas de gimnospermas completamente cinzentas.”

Cite dois representantes desse grupo de vegetais.

c) Apesar de muitas consequências negativas, lava e cinzas de uma erupção vulcânica podem fornecer uma vantagem para o meio ambiente.

Que vantagem é essa?

d) Reconheça o processo decorrente do derrame de detritos no leito de um rio que leva à diminuição do fluxo de água.

e) Cite dois exemplos de transtornos decorrentes da erupção do vulcão que interfiram nas atividades humanas.

f) Escolha um dos transtornos citados por você no item anterior e explique duas de suas consequências econômicas.

22. [Fuvest-SP] Segundo relatório do Painel Intergovernamental de Mudanças Climáticas (IPCC), inúmeras gigatoneladas de gases do efeito estufa de origem antropogênica (oriundos de atividades humanas) vêm sendo lançadas na atmosfera há séculos. A figura mostra as emissões em 2010 por setor econômico.

Com base na figura e em seus conhecimentos, aponte a afirmação correta.

- a) Os setores econômicos de Construção e Produção de outras energias, juntos, possuem menores emissões de gases do efeito estufa antropogênicos do que o setor de Transporte, tendo como principal exemplo ocorrências no sudeste asiático.
- b) As maiores emissões de CH_4 de origem antropogênica devem-se ao setor econômico da Agricultura e outros usos da terra, em razão das queimadas, principalmente no Brasil e em países africanos.
- c) As maiores emissões de gases do efeito estufa de origem antropogênica vinculadas à Produção de eletricidade e calor ocorrem nos países de baixo IDH, pois estes não possuem políticas ambientais definidas.
- x d) Um quarto do conjunto de gases do efeito estufa de origem antropogênica lançados na atmosfera é proveniente do setor econômico de Produção de eletricidade e calor, em que predomina a emissão do CO_2 , ocorrendo com grande intensidade nos EUA e na China.
- e) A Indústria possui parcela significativa na emissão de gases do efeito estufa de origem antropogênica, na qual o N_2O é o componente majoritário na produção em refinarias de petróleo do Oriente Médio e da Rússia.
23. [CPS-SP] Em um trabalho interdisciplinar, o professor de redação pede aos alunos que façam um poema que seria denominado “Cienciando”, usando o estudo de Ciências.
- Observe um desses poemas, em que o aluno cita algumas funções químicas.

Cienciando

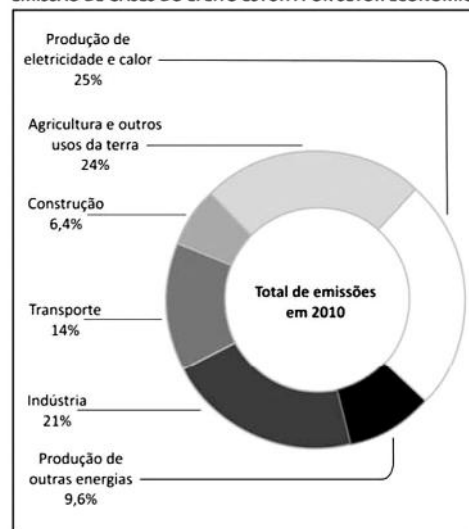
Periódica a nossa reação
Com ácido e base
Sem óxidos
A produzir um sal

A perfeita neutralização
Com ácido clorídrico e soda cáustica
Que não forme precipitado
Nem par conjugado.

Um exemplo de cada função, na ordem em que aparecem na primeira estrofe do poema, está presente na alternativa

- | | | | | |
|------|---------------|---------------|---------------|---------------|
| a) | NaOH | HCl | CO_2 | NaCl |
| b) | NaOH | NaCl | CO_2 | HCl |
| x c) | HCl | NaOH | CO_2 | NaCl |
| d) | HCl | NaOH | NaCl | CO_2 |
| e) | HCl | NaCl | NaOH | CO_2 |

EMIÇÃO DE GASES DO EFEITO ESTUFA POR SETOR ECONÔMICO



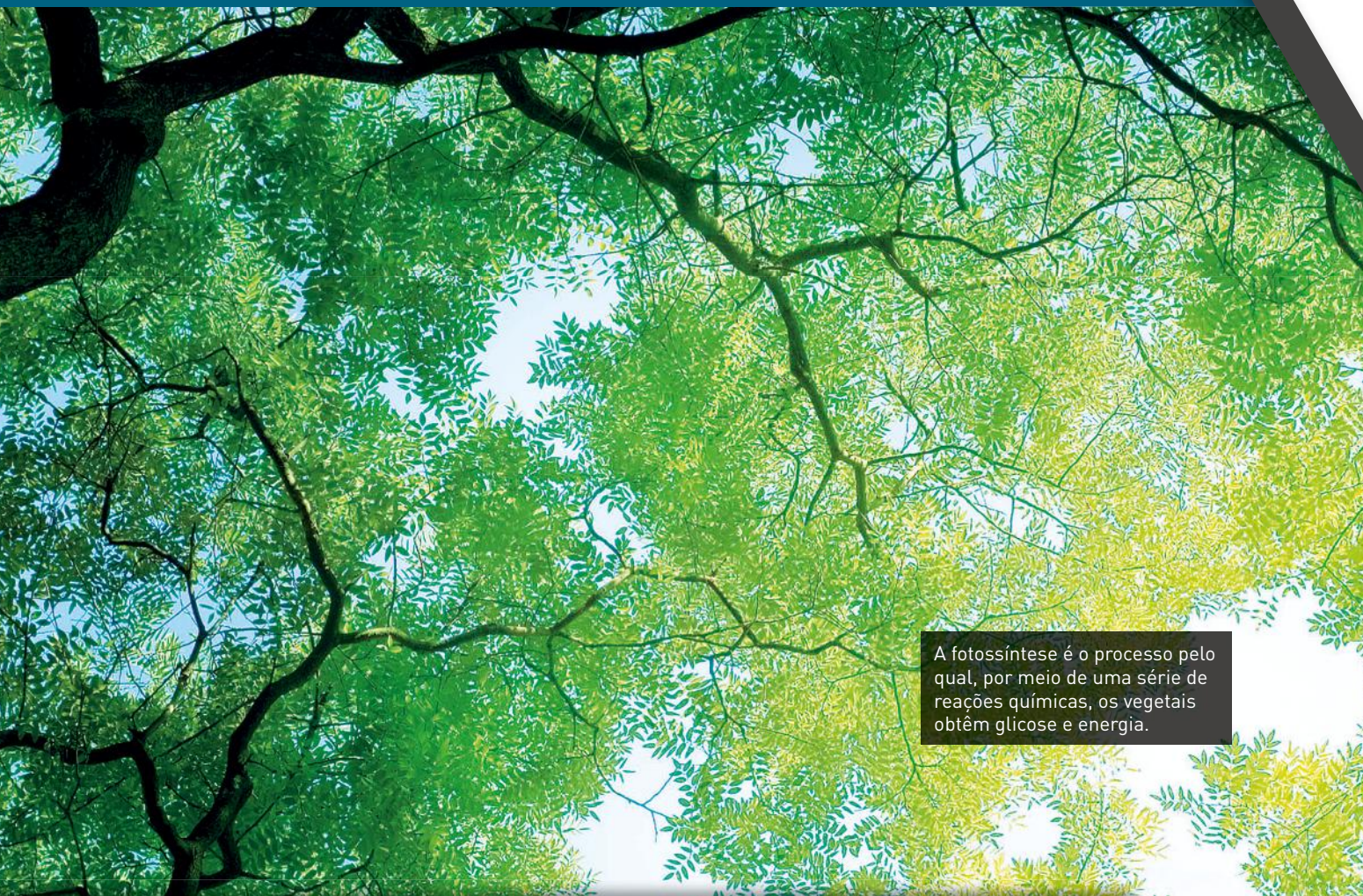
IPCC. Climate Change, 2014 - Synthesis Report. Adaptado.

Reprodução/Fuvest, 2017

Reações químicas

As reações químicas estão envolvidas em muitos aspectos da vida cotidiana, como na fotossíntese, na formação do petróleo e na obtenção de uma série de produtos, como medicamentos, tecidos, corantes e plásticos.

Como podemos saber se uma reação química ocorreu?



A fotossíntese é o processo pelo qual, por meio de uma série de reações químicas, os vegetais obtêm glicose e energia.

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Diferenciar um processo físico ou químico.
- Caracterizar reagentes e produtos.
- Identificar e relacionar quantitativamente reagentes e produtos.
- Caracterizar os diferentes tipos de reação.
- Conhecer as condições para a ocorrência das reações.

Balanceamento das equações químicas

Reações químicas

Todos os dias, o dia inteiro, ocorrem reações químicas não só ao nosso redor, mas também no nosso organismo, de tal maneira que se pode dizer que a manutenção da vida depende de uma série de reações.

Em uma reação química temos a participação de uma ou mais substâncias (reagentes) que se transformam, originando uma ou mais novas substâncias (produtos).

Nessas equações, os reagentes são anotados do lado esquerdo e os produtos, do lado direito. Reagentes e produtos são separados por uma seta.

Reagentes $\longrightarrow$ Produtos

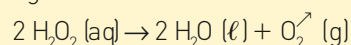
As equações químicas, além de mostrarem as fórmulas das substâncias, podem nos fornecer outras informações importantes, tais como:

- estado físico: gás (g); vapor (v); líquido (ℓ); sólido (s); cristal (c);
- presença de moléculas ou íons em solução aquosa: (aq);
- desprendimento de gás: ($\nearrow$);
- formação de precipitado: ($\downarrow$);
- necessidade de aquecimento: (Δ);
- presença de luz: (λ);
- ocorrência de reações reversíveis: ($\rightleftharpoons$).

// Os alimentos, quando digeridos, são transformados em outras substâncias necessárias para a manutenção da vida e o desenvolvimento do organismo.



Nós já estudamos que a água oxigenada é um peróxido, que se decompõe produzindo água e gás oxigênio.



Por que a água oxigenada é comercializada em vidros escuros ou plásticos opacos?

Monkey Business Images/Shutterstock



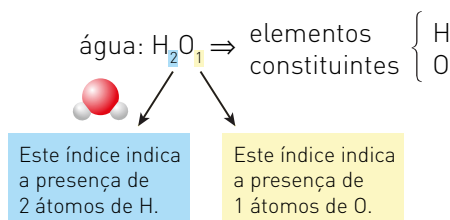
Equações químicas

Com a finalidade de se comunicarem entre si, os cientistas estabeleceram uma maneira padronizada para representar as reações usando **equações químicas**.

Nas equações químicas, tanto as substâncias transformadas (reagentes) como as produzidas (produtos) são representadas por fórmulas.

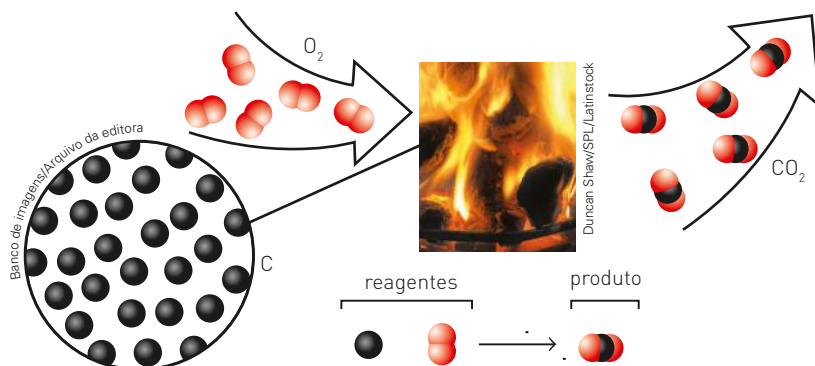
As fórmulas das substâncias indicam os elementos que as constituem e, também, a quantidade de átomos de cada elemento. O número que indica essa quantidade de átomos é chamado **índice**, que é anotado à direita do símbolo de cada elemento.

Veja o exemplo abaixo.



Quando o índice for igual a 1, não é obrigatória a sua indicação; portanto, a fórmula da água pode ser escrita: H_2O .

Vamos considerar a reação que ocorre na queima do carvão. Nessa reação, o carvão (C) reage com o gás oxigênio (O_2), produzindo gás carbônico (CO_2).



Essa reação pode ser representada pela equação: $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

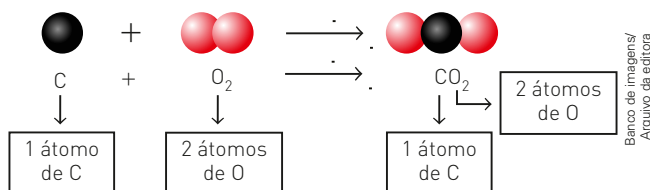
reagentes produto

As equações devem apresentar também a proporção adequada de reagentes e produtos em função da qual as reações ocorrem.

A quantidade de cada substância que participa da reação é indicada por números escritos **antes** de suas fórmulas, denominados **coeficientes estequiométricos**, que devem ser os menores números inteiros possíveis. Quando o coeficiente for igual a 1, não é obrigatória a sua indicação.

Em uma equação química, a quantidade de átomos de cada elemento participante deve ser igual nos reagentes e nos produtos.

No exemplo visto, temos:



Quando isso ocorre, dizemos que a equação química está balanceada.

Balanceamento de uma equação química

Quando uma equação química não está balanceada, devemos determinar os coeficientes de cada substância a fim de que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo, quer no lado dos reagentes, quer no lado dos produtos.

A determinação desses coeficientes é chamada **balanceamento de uma equação química**.

Existem várias maneiras de fazer o balanceamento de uma equação química. Geralmente, o modo mais usado para determinar os coeficientes de uma equação é o **método das tentativas**.

Apesar de o nome “método das tentativas” parecer totalmente aleatório, esse método simples é eficiente na determinação dos coeficientes de um grande número de equações químicas, desde que sejam seguidos alguns procedimentos básicos.

1. Atribuímos o coeficiente 1 à substância com maior número de átomos.

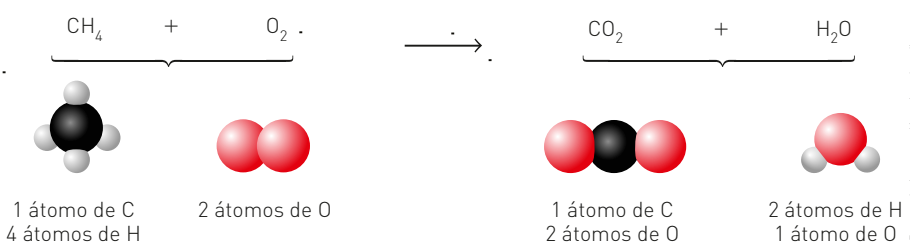
2. A partir dessa substância, determinamos os coeficientes das outras substâncias.

3. Como os coeficientes devem ser números inteiros, se algum coeficiente obtido for fracionário, devemos multiplicar todos os coeficientes por um número apropriado para eliminar as frações.

Veja como aplicar esses procedimentos.

Exemplo 1

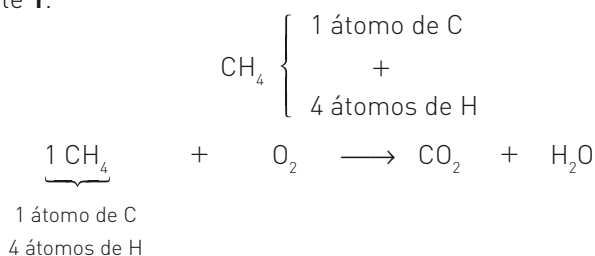
A combustão completa do metano pode ser representada pela equação:



Como você pode perceber, o número de átomos dos reagentes não é igual ao dos produtos.

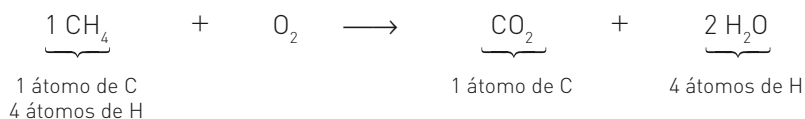
Para fazer o balanceamento, vamos efetuar as seguintes etapas:

1. A substância com maior número de átomos é o metano e a ela atribuiremos o coeficiente **1**.

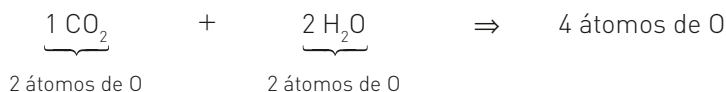


Podemos perceber que deve haver nos produtos 1 átomo de C e 4 átomos de H.

2. A partir do CH₄ atribuímos ao C o coeficiente **1** e ao H₂O o coeficiente **2**.

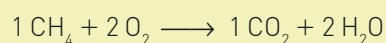


Agora, só falta acertar o coeficiente do O₂. No segundo membro, com coeficientes já definidos, temos:



O metano é usado como combustível doméstico e de veículos.

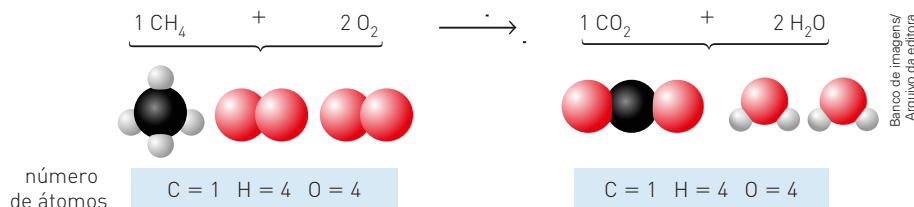
Assim, no primeiro membro devemos ter 4 átomos de O, ou seja: 2O_2 .
Finalmente, temos:



Agora, já temos a equação devidamente balanceada.

Para verificar se esses coeficientes estão realmente corretos, contamos o número de átomos de cada substância nos dois lados da equação (reagentes e produtos).

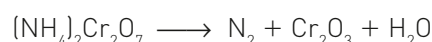
Conferindo:



Exemplo 2

O dicromato de amônio $[(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$, um sólido alaranjado, quando aquecido, se decompõe produzindo gás nitrogênio (N_2), vapor de água (H_2O) e óxido de cromo (Cr_2O_3).

A equação que representa a reação é dada por:

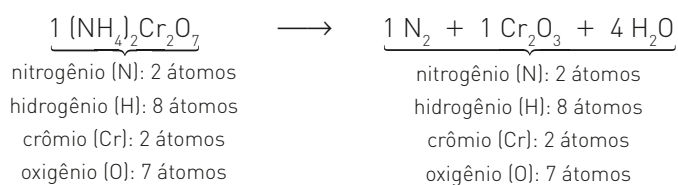


A substância que apresenta o maior número de átomos é o dicromato de amônio (reagente) e, por isso, a ela atribuímos o coeficiente **1**:

$$1 (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7: \text{átomos presentes} \left\{ \begin{array}{l} \text{N} = (1 \cdot 2) = 2 \text{ átomos} \\ \text{H} = (1 \cdot 2 \cdot 4) = 8 \text{ átomos} \\ \text{Cr} = 1 \cdot 2 = 2 \text{ átomos} \\ \text{O} = 1 \cdot 7 = 7 \text{ átomos} \end{array} \right.$$

Cada um desses elementos deve ter, no lado dos produtos, o mesmo número de átomos. Para conseguirmos essa igualdade, devemos atribuir às fórmulas N_2 , Cr_2O_3 e H_2O , respectivamente, os coeficientes **1**, **1** e **4**, obtendo a equação balanceada.

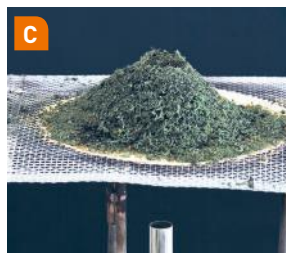
Conferindo:



// Reagente: dicromato de amônio.



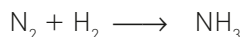
// Reação: dicromato de amônio se decompõe por aquecimento.



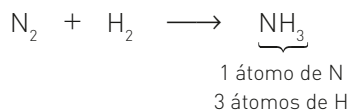
// Produto: óxido de cromo. O vapor de água e o gás nitrogênio foram desprendidos para o meio.

Exemplo 3

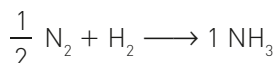
O gás amônia (NH_3), de odor irritante, é produzido por um processo denominado **Haber-Bosch**, a partir da reação entre os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2), segundo a equação:



Atribuímos à fórmula NH_3 o coeficiente **1**, por ser a substância com o maior número de átomos:



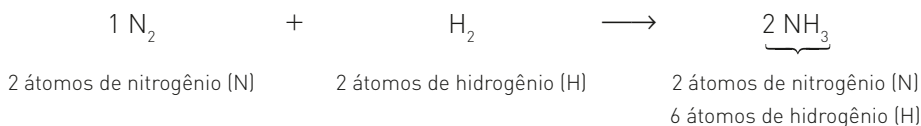
Começando o balanceamento pela amônia (NH_3), percebemos que o nitrogênio (N) apresenta, no lado dos produtos, **1** átomo. Para que, entre os reagentes, ele tivesse também apenas 1 átomo, deveríamos usar o coeficiente $\frac{1}{2}$ para a fórmula N_2 .



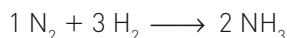
No entanto, os coeficientes devem ser os menores números **inteiros** possíveis, ou seja, não devemos usar frações. Por isso, multiplicam-se, primeiro, todos os coeficientes já conhecidos por um número apropriado, para obter os menores coeficientes inteiros possíveis. Nesse exemplo, os coeficientes conhecidos são:

- $\frac{1}{2}$ para o N_2 ;
- 1 para o NH_3 .

Multiplicando-se ambos por 2, temos a equação:



Falta balancear o hidrogênio, que possui, no produto, 3 vezes mais átomos do que nos reagentes. Portanto, devemos atribuir o coeficiente **3** para o H_2 , e a equação estará balanceada:



SAIBA MAIS

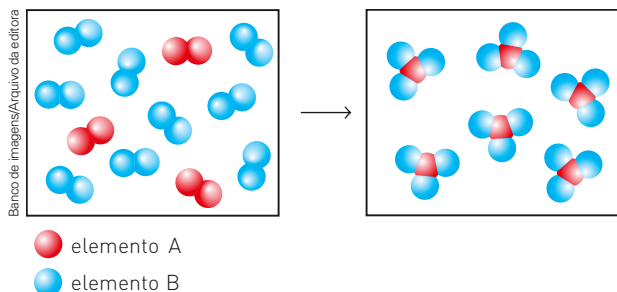
Balanceando a equação. Laboratório Didático Virtual da Faculdade de Educação da USP.

Nessa simulação é possível treinar o balanceamento de equações por tentativa.

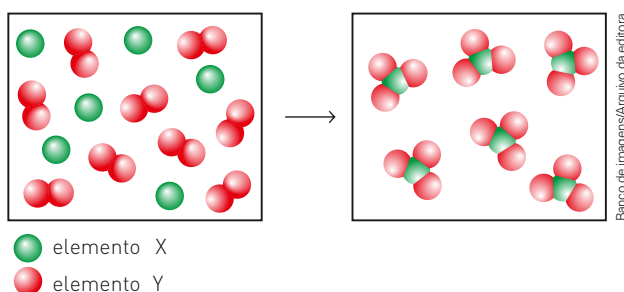
Disponível em:
<www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_balanceando.htm>.
Acesso em: 28 nov. 2017.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Escreva a equação balanceada para a reação representada na ilustração.

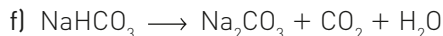


2. Escreva a equação balanceada para a reação representada na ilustração.



3. Efetue o balanceamento das equações a seguir.

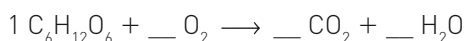
- a) $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- b) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
- c) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \rightarrow \text{C} + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



4. A queima do gás amônia, isto é, a reação entre a amônia e o gás oxigênio, produz dióxido de nitrogênio e água. Escreva a equação da reação devidamente balanceada.

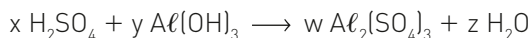
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (CPS-SP) Vendo crianças brincando, correndo, pulando e gritando, costuma-se dizer: “Quanta energia!”. A que se deve tanta energia? Deve-se, entre outras coisas, à liberação de energia, resultado da oxidação da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que pode ser representada pela seguinte equação:



Uma equação química deve representar a conservação dos átomos; portanto, essa equação estará correta se os coeficientes que estão faltando nas lacunas forem preenchidos, respectivamente, por:

- a) 1, 1, 1.
 - b) 2, 6, 6.
 - c) 3, 3, 3.
 - d) 3, 2, 6.
 - ☒ e) 6, 6, 6.
2. (IFMT) O sulfato de alumínio é um sal usado frequentemente como um agente floculante no tratamento de água, é produzido através da reação ácido/base, entre o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o hidróxido de alumínio [$\text{Al}(\text{OH})_3$], conforme descrito abaixo:

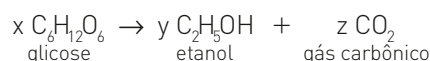


Quais os valores de x, y, w, z, respectivamente?

- ☒ a) 3, 2, 1 e 6
 - b) 2, 1, 2 e 4
 - c) 2, 3, 6 e 1
 - d) 2, 1, 3 e 3
 - e) 2, 3, 6 e 3
3. (IFBA) O mineral esfalerita, composto de sulfeto de zinco (ZnS), é usado em telas de raios X e tubos de raios catódicos, pois emite luz por excitação causada por feixe de elétrons. Uma das etapas da obtenção do metal pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:
- $$__ \text{ZnO} (\text{s}) + __ \text{SO}_2 (\text{g}) \rightarrow __ \text{ZnS} (\text{s}) + __ \text{O}_2 (\text{g})$$

Nessa equação, se o coeficiente estequiométrico da esfalerita for 2, os coeficientes estequiométricos, em números mínimos e inteiros, do oxigênio, do óxido de zinco e do dióxido de enxofre serão, respectivamente:

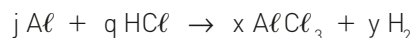
- a) 2, 2 e 2.
 - b) 2, 2 e 3.
 - c) 2, 3 e 3.
 - ☒ d) 3, 2 e 2.
 - e) 3, 3 e 3.
4. (Feevale-RS) Fermentações são usadas desde os tempos antigos para fabricar bebidas e pães. A equação química abaixo é demonstrativa desse processo.



Após balancear a equação, escolha, entre as alternativas abaixo, a que apresenta os valores corretos para os coeficientes x, y e z.

- a) x = 1; y = 2; z = 3 d) x = 2; y = 2; z = 2
- ☒ b) x = 1; y = 2; z = 2 e) x = 1; y = 1; z = 1
- c) x = 2; y = 1; z = 2

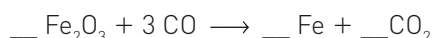
5. (UTFPR) O gás hidrogênio (H_2) é uma excelente alternativa para substituir combustíveis de origem fóssil ou qualquer outro que produza CO_2 . Uma forma bastante simples de produzir gás hidrogênio em pequena escala é adicionando alumínio a ácido clorídrico, de acordo com a equação a seguir:



Após o balanceamento correto, a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros j, q, x e y será:

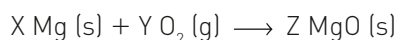
- a) 4. c) 11. e) 15.
- b) 9. ☒ d) 13.

6. A transformação química de obtenção de ferro-gusa pode ser representada por meio da equação química:



Sabendo que uma equação química sempre deve apresentar a conservação do número de átomos, determine quais os coeficientes que preenchem, correta e respectivamente, as lacunas da equação química citada.

- a) 1; 1; 1
b) 1; 2; 2
x c) 1; 2; 3
d) 2; 2; 2
e) 2; 2; 3
7. [CPS-SP] O magnésio sólido, quando queimado, libera uma intensa luminosidade semelhante à de uma solda elétrica. Em lâmpadas descartáveis de *flash* fotográfico, a luminosidade provém da reação de combustão do magnésio. Essa reação é expressa, a seguir, pela equação não balanceada em que X, Y e Z representam os menores coeficientes inteiros que possibilitam o balanceamento dessa equação.



Logo, o valor de X + Y + Z é:

- a) 1. d) 4.
b) 2. x e) 5.
c) 3.
8. O vinho, quando se oxida, pode originar o vinagre.



Nesse processo, o etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$) presente no vinho reage com o gás oxigênio presente no ar, originando o ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$), principal componente do vinagre. Equacione e balanceie a equação mencionada.

Leia o texto a seguir e responda às questões 9 a 12. Por volta de 6000 a.C., o ser humano já utilizava o metal cobre, encontrado na forma nativa (cobre metálico). Somente em cerca de 4000 a.C. é que o ser humano adquiriu conhecimentos para obter o cobre a partir de minérios.



A fotografia mostra pedaços de lingote de cobre de aproximadamente 2000 a.C., encontrados nas ilhas de Bahrein, próximo à Arábia Saudita.

Um dos minérios de cobre mais utilizados é o óxido de cobre II (óxido cúprico). Sua reação com carvão (C) em um sistema fechado, sob aquecimento, produz cobre metálico, que tem cor vermelha e é brilhante, e gás carbônico.

9. Quais são os reagentes da reação descrita acima?
10. E quais são os produtos?
11. Considerando que a reação ocorreu em um sistema fechado, estabeleça uma relação entre a massa dos reagentes e a dos produtos. Justifique sua resposta.
12. Escreva e balanceie corretamente a reação descrita.
13. [UFPB] No diagrama da figura 1, à esquerda, está representado um conjunto de átomos (figura 2), que interagem entre si, formando moléculas, representadas à direita.

Figura 1

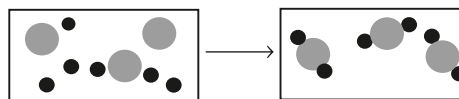


Figura 2

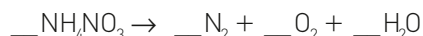


Com base nesse diagrama, a equação que representa a reação química é:

- a) $3 \text{X} + 8 \text{Y} \longrightarrow \text{X}_3\text{Y}_8$
b) $3 \text{X} + 6 \text{Y} \longrightarrow \text{X}_3\text{Y}_6$
x c) $3 \text{X} + 6 \text{Y} \longrightarrow 3 \text{XY}_2$
d) $3 \text{X} + 8 \text{Y} \longrightarrow 3 \text{XY}_2 + 2 \text{Y}$
e) $\text{X} + 4 \text{Y} \longrightarrow \text{XY}_2$

Desafiando seus conhecimentos

1. (IFSP) Em 24/09/2013, uma carga de fertilizante à base de nitrato de amônio explodiu em um galpão a dois quilômetros do porto de São Francisco do Sul, no Litoral Norte de Santa Catarina. A decomposição do nitrato de amônio envolve uma reação química que ocorre com grande velocidade e violência. A equação não balanceada dessa reação é:



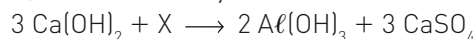
Nessa equação, quando o coeficiente estequiométrico do nitrato de amônio é 2, os coeficientes do nitrogênio, do oxigênio e da água são, respectivamente,

- ☒ a) 2, 1 e 4.
 b) 2, 2 e 4.
 c) 2, 3 e 2.
 d) 1, 2 e 2.
 e) 1, 1 e 3.
2. (FGV-SP) A reação



depois de corretamente balanceada, resulta para a soma $x + y + z + w$ o número:

- ☒ a) 6.
 b) 5.
 c) 4.
 d) 7.
 e) 10.
3. (Cefet-CE) Nas estações de tratamento a água que será consumida pela população precisa passar por uma série de etapas que possibilite eliminar todos os seus poluentes. Uma dessas etapas é a coagulação ou floculação, com o uso de hidróxido de cálcio, conforme a reação:



O hidróxido de alumínio obtido, que é uma substância insolúvel em água, permite reter em sua superfície muitas das impurezas presentes na água. O composto representado por X que completa a reação é:

- ☒ a) sulfato de alumínio.
 b) óxido de alumínio.
 c) sulfeto de alumínio.
 d) sulfito de alumínio.
 e) sulfato duplo de alumínio.

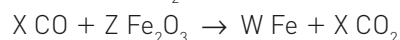
4. (Cefet-MG) Escreva as equações químicas balanceadas, correspondentes às seguintes reações:

- a) O fermento de pão pode ser preparado pela adição de gás carbônico (CO_2) ao cloreto de sódio (NaCl), à amônia (NH_3) e à água (H_2O). Nessa reação, formam-se bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que é o fermento, e cloreto de amônio (NH_4Cl).
 b) Durante a descarga de uma bateria de automóvel, o chumbo (Pb) reage com o óxido de chumbo (PbO_2) e com o ácido sulfúrico (H_2SO_4), formando sulfato de chumbo (PbSO_4) e água.
 c) Nos botes salva-vidas, comumente se utiliza o hidreto de lítio (LiH), que reage em contato com a água, produzindo hidróxido de lítio (LiOH) e gás hidrogênio (H_2).

5. (UFRJ) O vidro pode ser usado como evidência científica em investigações criminais; isso é feito, usualmente, comparando-se a composição de diferentes amostras de vidro. Alguns métodos de análise empregam uma reação de vidro com ácido fluorídrico. A reação entre o ácido fluorídrico e o dióxido de silício presente nos vidros produz fluoreto de silício e água.

Escreva a equação química balanceada dessa reação.

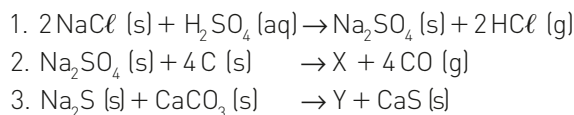
6. (Ufal) O ferro metálico foi obtido na Antiguidade a partir de meteoritos que apresentavam grande quantidade desse elemento na forma metálica. Atualmente, o ferro é produzido pela reação entre o monóxido de carbono e a hematita segundo as equações a seguir.



Os valores de X, Y, Z e W nas equações anteriores são, respectivamente:

	X	Y	Z	W
a)	2	1	2	4
b)	6	3	2	2
☒ c)	6	3	2	4
d)	6	6	3	3
e)	8	3	2	4

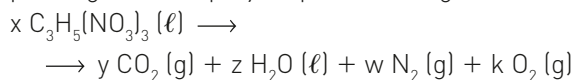
7. (UFRGS-RS) O governo francês estabeleceu, no século XVIII, um prêmio para quem criasse um processo simples de transformação de sal comum em carbonato de sódio (barrilha). Assim, Nicolas Leblanc desenvolveu um processo que pode ser representado pela sequência de reações abaixo, já balanceadas.



Nessa sequência de reações, os produtos X e Y são, respectivamente,

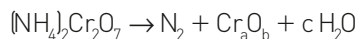
- a) Na_2S e Na_2O .
 x b) Na_2S e Na_2CO_3 .
 c) Na_2S e NaCO_3 .
 d) Na_2SO_3 e NaCO_3 .
 e) NaS_2 e Na_2CO_3 .

8. (UFC-CE) Alguns compostos químicos são tão instáveis que sua reação de decomposição é explosiva. Por exemplo, a nitroglicerina se decompõe segundo a equação química a seguir:



A partir da equação, a soma dos coeficientes $\text{x} + \text{y} + \text{z} + \text{w} + \text{k}$ é igual a:

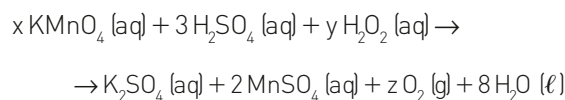
- a) 11.
 b) 22.
 x c) 33.
 d) 44.
 e) 55.
9. (Udesc) Reação de decomposição é quando um único reagente fornece dois ou mais novos produtos. Assim, a reação de decomposição térmica, abaixo, ocorre para 1 mol de dicromato de amônio:



Assinale a alternativa que corresponde aos valores de a, b e c, respectivamente:

- a) 3, 2 e 8.
 b) 2, 7 e 4.
 x c) 2, 3 e 4.
 d) 2, 7 e 8.
 e) 3, 2 e 4.
10. (Vunesp-SP) Uma forma de se obter oxigênio em laboratório é pela reação química entre solução aquosa de peróxido de hidrogênio (água oxigenada)

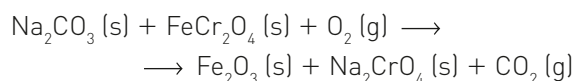
e solução aquosa de permanganato de potássio em meio ácido, cuja equação, parcialmente balanceada, é:



Nessa equação, os valores dos coeficientes estequiométricos x, y e z são, respectivamente,

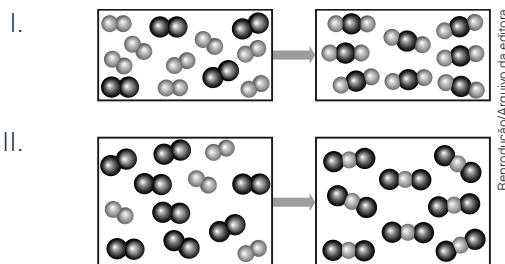
- a) 2, 5 e 1.
 x b) 2, 5 e 5.
 c) 2, 5 e 4.
 d) 3, 2 e 4.
 e) 3, 5 e 5.

11. (PUC-MG) O principal minério de cromo é a cromita (FeCr_2O_4), que é convertida em cromato de sódio por aquecimento com o carbonato de sódio ao ar, de acordo com a equação não balanceada:



Após o balanceamento da equação, a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas é igual a:

- x a) 37.
 b) 35.
 c) 25.
 d) 19.
 e) 18.
12. (Unicamp-SP) Sob condições adequadas, uma mistura de nitrogênio gasoso, N_2 (g), e de oxigênio gasoso, O_2 (g), reage para formar diferentes óxidos de nitrogênio. Se representarmos o elemento nitrogênio por $\bullet$ e o elemento oxigênio por $\circ$, duas dessas reações químicas podem ser esquematizadas como:



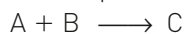
- a) Dê a fórmula química do composto formado na reação esquematizada em I.
 b) Escreva a equação química balanceada representada no esquema II.

Tipos de reação

Existem várias maneiras de classificar as reações. Uma delas relaciona o número de substâncias que reagem e o número de substâncias produzidas. De acordo com esse critério, podemos ter os seguintes tipos de reação: síntese ou adição, análise ou decomposição, simples troca ou deslocamento, e dupla-troca.

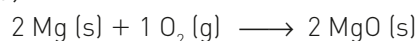
Reações de síntese ou adição: dois ou mais reagentes se combinam para originar um único produto.

Genericamente, as reações de síntese podem ser representadas por:

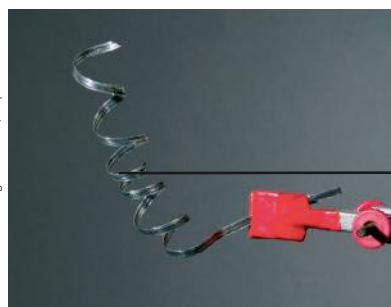


Veja alguns exemplos:

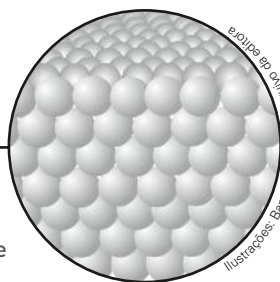
- Durante a queima de uma fita de magnésio, ocorre a reação do magnésio (Mg) com o gás oxigênio (O₂) presente no ar atmosférico, originando o óxido de magnésio (MgO):



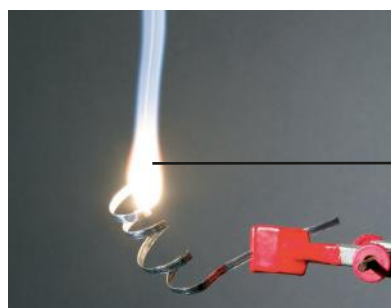
Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



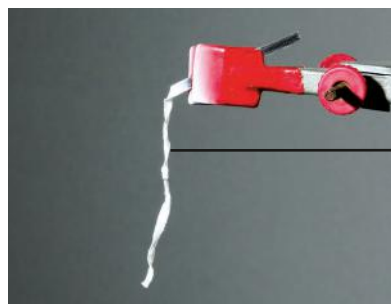
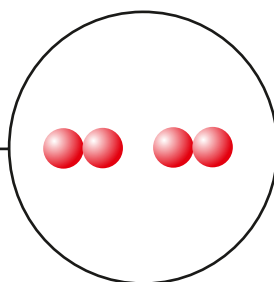
Mg: metal de cor cinza.



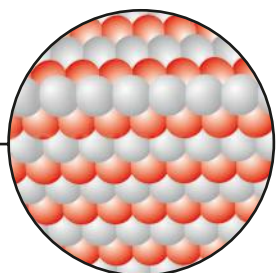
Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora



O₂: gás incolor.



MgO: sólido branco.



 CORES FANTASIA

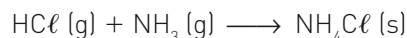
 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

// Nessa reação ocorre uma grande liberação de luz branca, que é utilizada, por exemplo, em lâmpadas de *flashes* fotográficos descartáveis, em foguetes sinalizadores, para socorro de embarcações, etc.



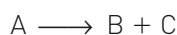
Os gases HCl e NH_3 , que não são visíveis, ao reagirem formam uma substância sólida (NH_4Cl) que é branca.

- As soluções aquosas de ácido clorídrico HCl (aq) e de hidróxido de amônio NH_4OH (aq) liberam, respectivamente, dois gases: o HCl (g) e o NH_3 (g). Quando aproximamos dois frascos abertos contendo, separadamente, essas soluções, ocorre a formação de uma névoa constituída por cloreto de amônio NH_4Cl (s), que é o produto da reação entre os gases liberados das soluções:



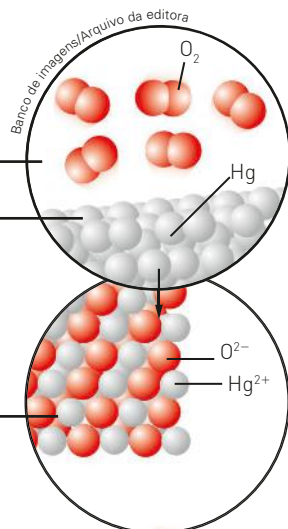
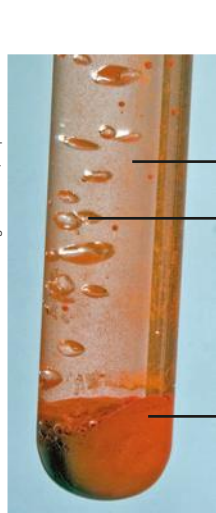
Reações de análise ou decomposição: um único reagente se decompõe, originando dois ou mais produtos.

Genericamente, temos:



Veja um exemplo:

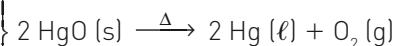
- Uma das reações utilizadas por Lavoisier para elaborar a Lei da conservação da massa foi o aquecimento do óxido de mercúrio (HgO), que se decompõe formando mercúrio (Hg) e gás oxigênio (O_2).



— gás oxigênio:
incolor

— mercúrio líquido:
cor prateada

— óxido de mercúrio:
sólido de cor
avermelhada



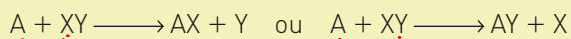
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Reação de decomposição do óxido de mercúrio.

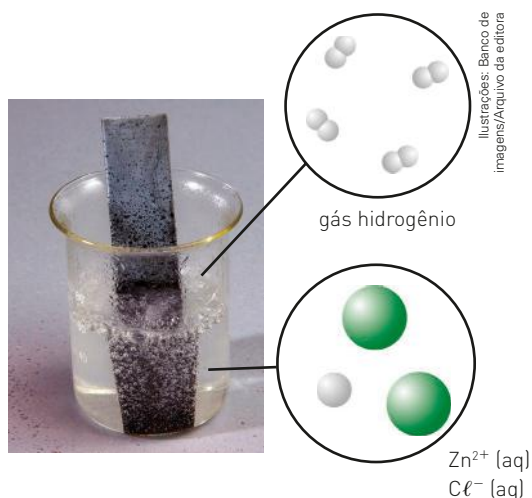
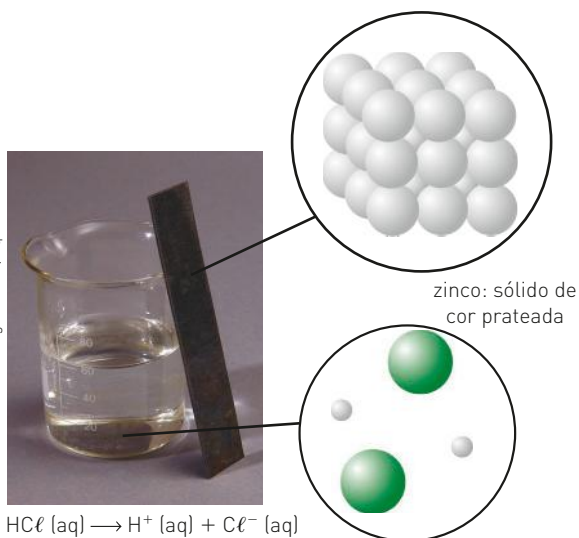
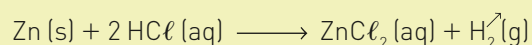
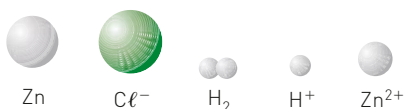
Reações de simples troca ou deslocamento: uma substância simples reage com uma composta, originando duas novas substâncias, uma simples e outra composta.

Genericamente, pode-se representar esse tipo de reação por:



Veja um exemplo:

- Quando uma lâmina de zinco entra em contato com o ácido clorídrico, ocorre uma reação com a liberação de gás hidrogênio (H_2) e a formação de um sal, o cloreto de zinco (ZnCl_2), que permanece em solução. Diz-se, então, que o zinco deslocou o hidrogênio.

**Legenda:**

// Reação entre zinco metálico e ácido clorídrico.

Reações de dupla-troca: duas substâncias compostas reagem entre si, trocando seus componentes e dando origem a duas novas substâncias compostas.

Genericamente, pode-se representar esse tipo de reação por:



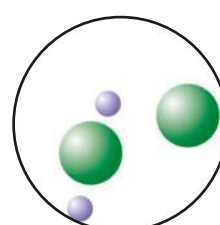
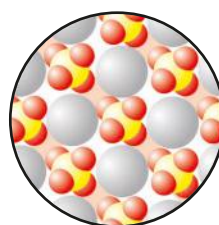
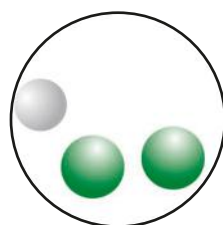
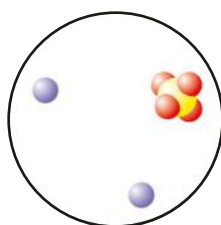
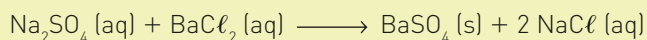
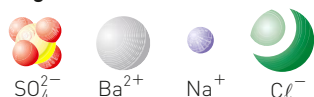
em que A se une a Y, enquanto B se une a X.

Veja alguns exemplos:

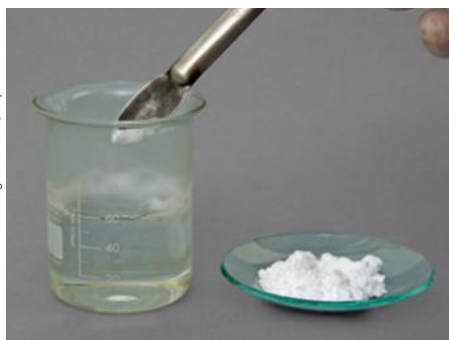
- Se misturarmos duas soluções aquosas de sulfato de sódio (Na_2SO_4) e cloreto de bário (BaCl_2), ocorre a formação de um precipitado branco de sulfato de bário (BaSO_4).

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

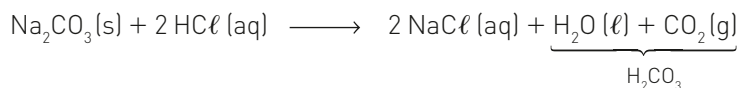
**Legenda:**

// Reação entre sulfato de sódio e cloreto de bário.



// Reação entre cloreto de carbonato de sódio e ácido clorídrico com liberação de gás carbônico. Nas reações em que ocorre a formação do ácido carbônico, que é instável, é mais adequado representarmos os produtos de sua decomposição: CO_2 (g) e H_2O (l).

- Quando a barrilha ou soda (Na_2CO_3) é adicionada ao ácido clorídrico (HCl), o sódio (Na^+) combina-se com o cloreto (Cl^-), permanecendo na solução, enquanto os hidrogênios (H^+) ligam-se a grupos carbonato (CO_3^{2-}), formando ácido carbônico (H_2CO_3).



Note que todos os exemplos dados são verificados experimentalmente e sua ocorrência fica evidenciada visualmente pelos seguintes fatos:

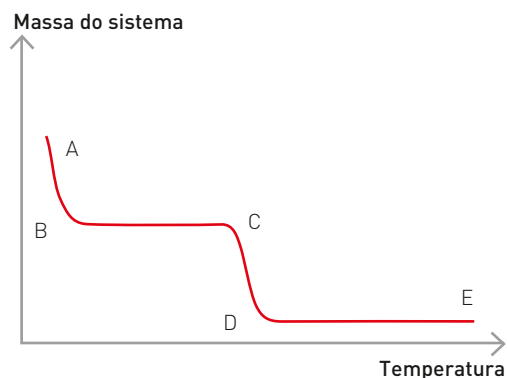
Mudança de cor, formação de precipitado ou liberação de gás.

Exercício resolvido

O carbonato de cálcio (CaCO_3), ao ser aquecido, sofre uma decomposição (pirólise), originando cal viva (CaO) e gás carbônico (CO_2). Certa massa de CaCO_3 úmida foi submetida a um aquecimento contínuo e uniforme em um frasco aberto. A variação da massa do sistema aquecido permitiu elaborar o gráfico ao lado.

Com base nessas informações, resolva:

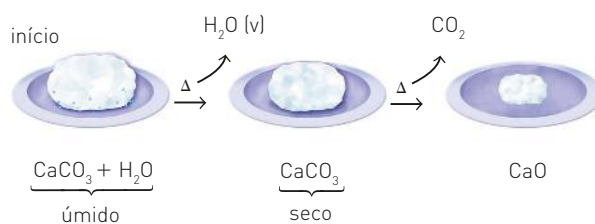
- Como pode ser explicada a diminuição da massa do sistema no trecho AB?
- No trecho AB ocorreu uma reação química? Justifique.
- Como pode ser explicada a diminuição da massa do sistema no trecho CD?
- Classifique a reação que ocorreu em um dos trechos.



Banco de imagens/Arquivo da editora

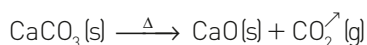
Solução

- a) No trecho AB, a massa diminui devido à eliminação da água.



Conceitograf/Arquivo da editora

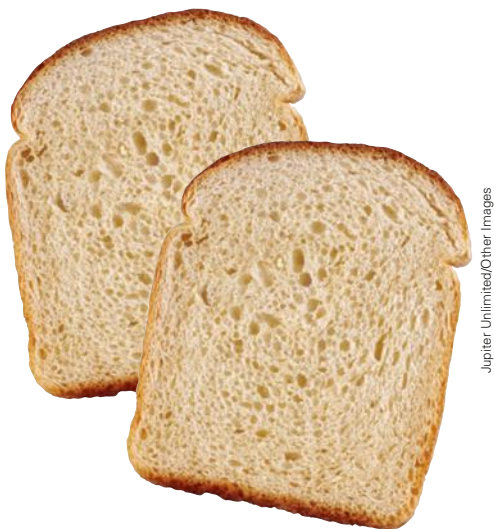
- b) Não ocorreu reação no trecho AB. A substância CaCO_3 permanece inalterada.
 c) No trecho CD, a massa diminui com a liberação de CO_2 obtido pela decomposição do CaCO_3 :



- d) No trecho CD, a reação é de análise ou decomposição.

Fundamentando seus conhecimentos

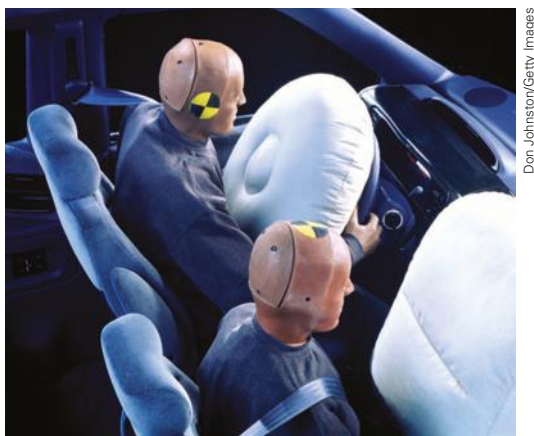
1. O bromato de potássio (KBrO_3), adicionado à farinha de trigo com a finalidade de tornar o pão mais “fofo”, ao ser aquecido transforma-se em brometo de potássio (KBr), liberando gás oxigênio (O_2).



/// O crescimento do pão, ao ser assado, faz com que surjam buracos em seu interior.

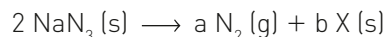
Baseado nessas informações, responda:

- Equacione e balanceie a reação.
 - Classifique a reação.
 - O que provoca a “fofura” do pão?
2. Um composto de sódio [NaN_3 (s)] é utilizado nos *airbags* — dispositivos de segurança presentes em muitos automóveis. Quando esses dispositivos são acionados, a rápida decomposição do NaN_3 (s) origina N_2 (g), que faz inflar os *airbags*.



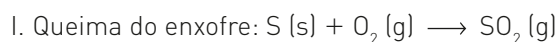
/// *Airbags* inflados de N_2 (g).

A reação pode ser representada pela equação:

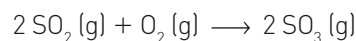


Com base nas informações, responda:

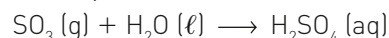
- O X corresponde a qual elemento químico?
 - Para completar corretamente o balanceamento, quais são os valores de a e b?
 - A reação corresponde a uma síntese ou a uma análise?
3. No capítulo 25, que estuda os óxidos e suas relações com o ambiente, vimos o fenômeno das chuvas ácidas, provocadas pela queima do enxofre presente nos combustíveis fósseis, tanto nos veículos automotores como na indústria. O fenômeno dessa chuva ácida pode ser representado por uma série de equações químicas:



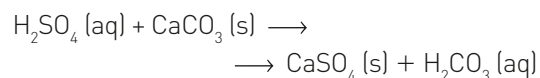
II. Queima do dióxido de enxofre:



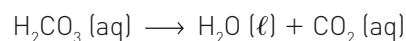
III. Formação da chuva ácida:



IV. Corrosão de monumentos de mármore:



V. Instabilidade do ácido carbônico:



Classifique as reações representadas pelas equações I, II, III, IV e V.

4. Classifique as seguintes reações:

- $2 \text{KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{PbS} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- $2 \text{KI} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{KCl} + \text{I}_2$
- $2 \text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$
- $\text{Mg} + 2 \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$
- $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \longrightarrow 12 \text{C} + 11 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Desenvolvendo seus conhecimentos

A água oxigenada foi desenvolvida na década de 1920 com o objetivo de conter problemas de infecções e gangrena em soldados feridos em frentes de batalha.

Na Segunda Guerra Mundial, o número de amputações diminuiu graças ao poder oxidante que faz dela um eficiente antisséptico.

A água oxigenada vendida como antisséptico em farmácias vem diluída em água comum, com sua concentração de 3% ou 10 volumes.

Com base nessas informações, responda às questões **1** e **2**.

- 1.** Quando adicionamos um pedaço de batata ou de fígado em um recipiente contendo água oxigenada, ocorre uma efervescência (liberação de gás), devido à transformação da água oxigenada em água líquida e gás oxigênio.



/// Tanto na batata como no fígado existe uma enzima, denominada catalase, que aumenta a rapidez da reação de decomposição da água oxigenada.

Escreva a equação balanceada da reação mencionada e classifique-a.

- 2.** A água oxigenada só é comercializada em frascos opacos. Justifique por que a reação do exercício 1 é também chamada fotólise.
- 3.** Observe as equações.
- A. $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
- B. $2 \text{NH}_3 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$
- Compare o número de reagentes e produtos em cada uma delas e faça suas classificações.

- 4.** [UTFPR] Objetos de prata, quando expostos ao meio ambiente, perdem o brilho devido a sua reação com o enxofre, formando uma mancha escura de sulfeto de prata (Ag_2S). Essa mancha pode ser removida colocando-se, por alguns minutos, o objeto em uma panela de alumínio contendo água quente e um pouco de detergente. A reação que ocorre é representada pela equação:

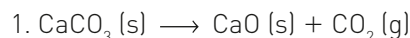


Esta reação é denominada como:

- a) decomposição. d) dupla-troca.
b) síntese. x e) deslocamento.
c) análise.

- 5.** [UFSM-RS] Na produção de eletricidade são, algumas vezes, usados geradores a óleo. Quando o óleo queima, produz SO_2 , que deve ser eliminado antes de ser emitido ao ar, pois é formador de chuva ácida. Um dos métodos para a sua eliminação usa o calcário, produzindo sulfito de cálcio que, posteriormente, é removido por precipitação eletrostática.

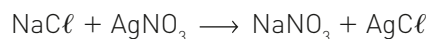
As reações envolvidas na eliminação do SO_2 são:



As reações 1 e 2 denominam-se, respectivamente, reações de

- a) deslocamento e análise.
b) deslocamento e síntese.
c) síntese e análise.
x d) análise e síntese.
e) síntese e deslocamento.

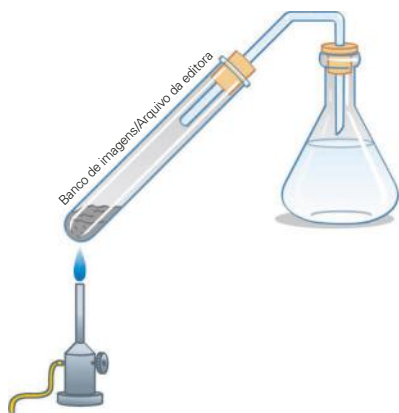
- 6.** Os compostos inorgânicos podem, muitas vezes, ajudar os investigadores a solucionar crimes, por exemplo: é possível identificar as “impressões latentes” (impressões digitais que não são possíveis de visualizar sem um tratamento específico). Ao tocarmos em objetos, deixamos neles várias substâncias, e uma delas é o cloreto de sódio (NaCl), expelido por meio do suor. Para encontrar essa impressão, os investigadores borrifam os objetos que o suspeito tocou, com uma solução de nitrato de prata (AgNO_3) que, ao entrar em contato com o cloreto de sódio, reage formando o cloreto de prata (AgCl). O cloreto de prata é branco e, quando exposto à luz solar, revela as linhas da impressão digital do criminoso conforme reação química abaixo:



Analise a reação, e assinale a alternativa correta.

- a) Trata-se de uma reação de dupla-troca entre ácido e base.
b) Trata-se de uma reação de dupla-troca entre bases.
c) Trata-se de uma reação de simples troca entre óxidos.
x d) Trata-se de uma reação de dupla-troca entre sais.
e) Trata-se de uma reação de deslocamento entre sais.

7. Quando o óxido de cobre II (CuO) é aquecido com carvão em pó, observa-se no interior do tubo da filtração o aparecimento de pequenos grãos de aspecto metálico, com cor avermelhada.



Após algum tempo de aquecimento, observa-se também o aparecimento de um sólido branco no frasco que continha inicialmente uma solução incolor e transparente de água de cal [Ca(OH)₂]. A respeito desse experimento, responda aos itens.

- Determine a fórmula da substância representada pela letra X na equação que mostra a reação ocorrida no tubo.

$$2 \text{CuO (s)} + \text{C (s)} \longrightarrow 2 \text{Cu (s)} + \text{X}$$
- Qual é o estado físico dessa substância nas condições do experimento?
- Classifique essa reação.
- Equacione e classifique a reação que ocorre entre a substância X e o componente da água de cal, sabendo que o sólido branco formado é o carbonato de cálcio.

Desafiando seus conhecimentos

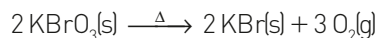
1. (UFSM-RS)

Os portugueses tiveram grande influência em nossa cultura e hábitos alimentares. Foram eles que trouxeram o pão, produzido à base de cereais, como o trigo, a aveia e a cevada.

Fonte: UNIVERSIDADE FEDERAL DE BRASÍLIA.
A contribuição dos portugueses. ATAN/DAB/SPS/MS.

Para fazer a massa de pães e bolos aumentar de volume, é comum o uso de algumas substâncias químicas:

- O bromato de potássio era comumente utilizado no preparo do pão francês; no entanto, nos dias atuais, essa substância está proibida mesmo em pequenas quantidades. O bromato de potássio era utilizado para proporcionar um aumento de volume no produto final devido à formação de O₂, conforme a reação:



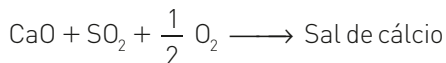
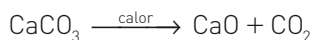
- A adição de fermentos, como o bicarbonato de sódio no preparo de bolos, é utilizada desde a antiguidade até os dias atuais e resulta no crescimento da massa e na maciez do bolo. O bicarbonato de sódio, devido à liberação de gás carbônico, é utilizado para expandir a massa e deixá-la fofa, conforme a reação:



Sobre essas reações, é correto afirmar que

- a primeira é de síntese e a segunda é de deslocamento.
 - a primeira é de decomposição e a segunda é de deslocamento.
 - a primeira é de síntese e a segunda é de decomposição.
 - x d) as duas são de decomposição.
 - e) as duas são de síntese, pois formam O₂ e CO₂ respectivamente.
2. (Col. Naval-RJ) A azia é um desconforto gástrico que pode ser combatido pela ingestão de uma pequena quantidade de leite de magnésia, que nada mais é que uma solução aquosa de hidróxido de magnésio. Essa base neutraliza o excesso de ácido clorídrico estomacal que causa desconforto. Assinale a opção que apresenta a equação dessa reação química balanceada e sua classificação.
- a) $\text{Mg(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de simples troca.
 - b) $\text{MgOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl} + \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de deslocamento.
 - c) $2 \text{Mg(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de análise.
 - d) $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$ é uma reação de síntese.
 - x e) $\text{Mg(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ é uma reação de dupla-troca.

3. (Enem-PPL) Os calcários são materiais compostos por carbonato de cálcio, que podem atuar como solventes do dióxido de enxofre (SO_2), um importante poluente atmosférico. As reações envolvidas no processo são a ativação do calcário, por meio de calcinação, e a fixação do SO_2 , com a formação de um sal de cálcio, como ilustrado pelas equações químicas simplificadas.



Considerando-se as reações envolvidas nesse processo de dessulfurização, a fórmula química do sal de cálcio corresponde a

- a) CaSO_3 .
 - ☒ b) CaSO_4 .
 - c) CaS_2O_8 .
 - d) CaSO_2 .
 - e) CaS_2O_7 .
4. (UTFPR) As alterações da matéria podem ser divididas em transformações físicas e transformações químicas. As transformações físicas são aquelas em que a matéria não altera suas propriedades moleculares como, por exemplo, evaporação da água. As transformações químicas são aquelas que promovem alteração de substâncias como, por exemplo, queima de madeira. Estas transformações são chamadas de reações químicas que, de maneira geral, são classificadas em quatro tipos principais: análise ou decomposição, síntese, dupla-troca e simples troca. Relacione as colunas a seguir e indique a alternativa que corresponde à sequência correta.

- a) $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- b) $\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\ell) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- c) $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \longrightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- d) $2 \text{NaOH} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$

- () Reação de dupla-troca
- () Reação de síntese
- () Reação de simples troca
- () Reação de decomposição

- a) a, b, c, d.
- ☒ b) d, a, c, b.
- c) d, c, b, a.
- d) c, b, d, a.
- e) c, a, d, b.

5. (Unirio-RJ)

- I. $\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- II. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- III. $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$
- IV. $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \longrightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{NaCl}$
- V. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Dadas as reações acima, indique a opção que apresenta a ordem correta de suas classificações.

- ☒ a) Deslocamento; decomposição; síntese; deslocamento; dupla-troca.
- b) Deslocamento; síntese; decomposição; deslocamento; dupla-troca.
- c) Dupla-troca; decomposição; síntese; dupla-troca; deslocamento.
- d) Dupla-troca; síntese; decomposição; dupla-troca; deslocamento.
- e) Síntese; decomposição; deslocamento; dupla-troca; dupla-troca.

6. (UFRN) No texto abaixo, adaptado do romance *Grande Sertão: Veredas*, de Guimarães Rosa, o jagunço Riobaldo Tatarana descreve, em linguagem literária, a ocorrência de um curioso fenômeno que observou.

Após, um dia, num curtume, a faquinha minha, que eu tinha, caiu dentro de um tanque; era só caldo de casca-de-curtir, barbatimão, angico, lá sei que taninos. — Amanhã eu tiro... — falei comigo. Porque era de noite, luz nenhuma eu não tinha. Ah, então saiba: no outro dia, cedo, a faca, o ferro dela, estava roído, quase por metade, carcomido por aquela aguinha escura e azeda, toda quieta, pouco borbulhando.

Deixe, mais pra ver... Sabe o que foi? Pois, nessa mesma tarde, da faquinha, só se achava o cabo... O cabo — por não ser de frio metal, mas de chifre de veado galheiro.

Considerando que o líquido citado (caldo de casca-de-curtir) continha bastante tanino (ácido tânico) dissolvido, a reação química (corrosão do ferro pelo ácido) descrita acima foi do tipo:

- a) síntese.
- ☒ c) deslocamento.
- b) dupla-troca.
- d) decomposição.

7. (PUC-RJ) As reações químicas podem ser classificadas de acordo com as suas especificidades.

- I. $2 \text{KClO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} 2 \text{KCl} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
- II. $\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl} (\text{s})$
- III. $\text{Na} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \longrightarrow \text{NaOH} (\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{H}_2 (\text{g})$
- IV. $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$

Classifique as reações I, II, III e IV.

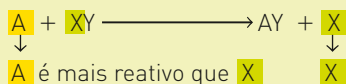
Condições para a ocorrência de reações

Nem sempre ocorre reação química quando duas ou mais substâncias são misturadas. Para que ela ocorra, é necessário satisfazer certas condições. O conhecimento dessas condições permite fazer previsões sobre a ocorrência ou não de determinada reação.

Assim, antes de você completar o equacionamento de uma reação química, é preciso analisar se as condições para a ocorrência dessa reação foram satisfeitas.

Reações de simples troca ou deslocamento

Para que as reações de deslocamento ocorram, é necessário que as substâncias simples sejam mais reativas do que o elemento da substância composta que será deslocado.



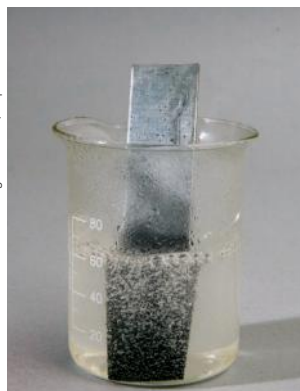
Essa substância simples, genericamente chamada A, pode ser um metal ou um ametal, e as reatividades comparativas desses elementos foram determinadas experimentalmente e são conhecidas por filas de reatividade dos metais e dos ametais.

Reatividade dos metais

Para comparar a reatividade dos metais, podemos estudar sua maior ou menor capacidade de deslocar o H de alguns ácidos.

Verificamos essa reatividade introduzindo lâminas de zinco e cobre em soluções aquosas iguais de ácido clorídrico (HCl).

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// Lâmina de zinco em solução de HCl: ocorre reação com liberação de H₂.



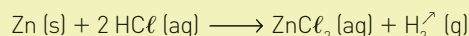
// Lâmina de cobre em solução de HCl: não ocorre reação.

Observando os experimentos, podemos notar que:

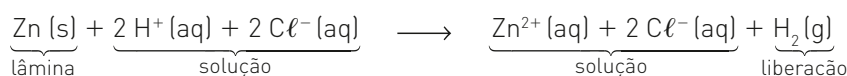
- no frasco contendo zinco, ocorre efervescência, que corresponde à liberação de gás hidrogênio (H_2);
- no frasco contendo cobre, não ocorre reação.

Analisando os resultados dos experimentos, podemos concluir que o zinco é mais reativo que o hidrogênio, isto é, consegue deslocá-lo; o cobre é menos reativo que o hidrogênio, isto é, não consegue deslocá-lo.

A reação entre o zinco e a solução de ácido clorídrico pode ser representada por:



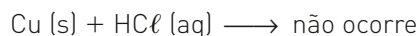
Para identificar as espécies químicas que participaram da reação, devemos representar a equação na forma iônica, mostrando o HCl , que é um ácido forte, totalmente ionizado, e o $ZnCl_2$, que é um sal solúvel, totalmente dissociado.



Como se pode perceber pela equação, o ânion cloreto (Cl^-) não participa efetivamente da reação, pois permanece inalterado durante o processo e, portanto, não existe a necessidade de representá-lo na equação, demonstrada mais adequadamente da seguinte maneira:



No caso do cobre, temos:



Assim, podemos concluir que:



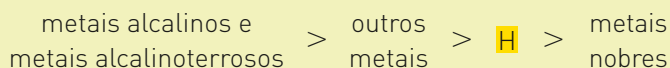
Mediante a realização de uma série de experimentos semelhantes a esse, foi possível estabelecer uma fila de reatividade comparativa dos metais, que pode ser representada genericamente por:

Li, K, Rb, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Pb, H, Cu, Ag, Pd, Pt, Au



Quanto maior a reatividade, menor a nobreza do metal.

Os metais menos reativos que o hidrogênio — Cu, Ag, Pd, Pt, Au — são denominados **metais nobres**. Essa fila de reatividade pode ser expressa de maneira simplificada:

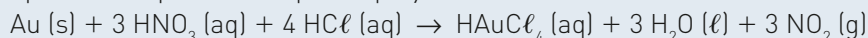


Pela consulta à fila de reatividade, pode-se prever a ocorrência ou não de uma reação de deslocamento.

Reatividade do ouro

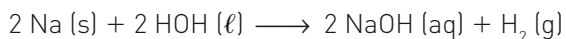
O ouro é um dos metais menos reativos que existe e não reage com ácidos isolados. Ele reage somente com uma mistura formada por três partes (volumes) de HCl e uma parte de HNO_3 , conhecida como água-régia.

Essa reação pode ser representada pela equação:



Reatividade dos metais com a água

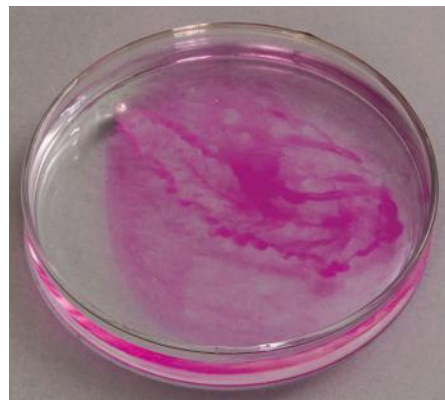
À temperatura ambiente, os metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) e alguns alcalinoterrosos (Ca, Sr e Ba) reagem com a água, produzindo gás hidrogênio e hidróxido correspondente:



/// O sódio deve ser guardado em querosene para evitar que entre em contato com o ar e a água.



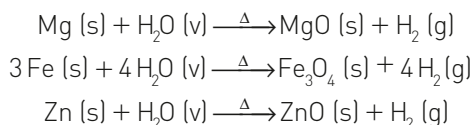
/// O hidrogênio liberado na reação entre o sódio e a água sofre combustão ao reagir com o oxigênio presente no ar.



/// A coloração rósea evidencia a presença de uma base (NaOH) na solução que contém fenolftaleína.

Fotos: Sérgio Dorta Jr./Arquivo da editora

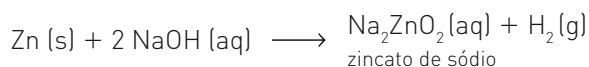
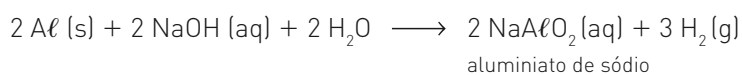
Outros metais, como o magnésio (Mg), o ferro (Fe) e o zinco (Zn), também reagem com a água; porém, essas reações só ocorrem com aquecimento, originando óxido do metal e liberando gás hidrogênio:



Reatividade dos metais com bases

A maioria dos metais reage com ácidos, mas alguns têm a capacidade de reagir tanto com ácidos quanto com bases. Esses metais são: alumínio (Al), zinco (Zn), chumbo (Pb) e estanho (Sn). Ao reagirem com bases fortes, eles produzem sais não muito comuns e liberam gás hidrogênio.

Veja alguns exemplos:



Reatividade dos ametais

A reatividade comparativa dos ametais pode ser determinada experimentalmente da mesma maneira que a utilizada para os metais, ou seja, a reação envolvendo ametais ocorre quando um ametal mais reativo desloca outro ametal menos reativo.

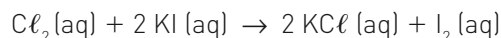
Para verificar a reatividade dos ametais, vamos misturar duas soluções: água de cloro $\text{Cl}_2 \text{(aq)}$ e iodeto de potássio KI (aq) . Verificamos o aparecimento de uma coloração castanha, devido à formação de iodo (I_2).



/// Ao misturar iodeto de potássio à água de cloro, verifica-se o aparecimento de uma coloração castanha, devido à formação de iodo.



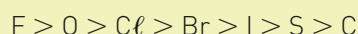
A reação ocorrida pode ser representada da seguinte maneira:



Como o íon K^+ não participou efetivamente da reação, ele não deve ser representado na forma iônica da reação:



Como o cloro (Cl) deslocou o iodo (I), pode-se concluir que ele é mais reativo. Por meio de outros experimentos semelhantes envolvendo ametais, foi estabelecida uma fila de reatividade para esses elementos:



Utilizando somente a fila de reatividade dos ametais, pode-se prever a ocorrência ou não de reações.

Fundamentando seus conhecimentos

Observe a sequência de fotografias que ilustram dois experimentos, I e II, e responda às questões 1 a 10.

I. Lâmina de Cu em solução aquosa de ZnSO_4 .

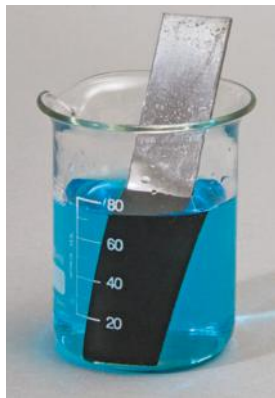


Antes



Depois

II. Lâmina de Zn em solução aquosa de CuSO_4 .



Antes



Depois

1. Em qual experimento ocorreu uma reação química?
2. Que evidência visual permitiu que você identificasse a ocorrência dessa reação?
3. No início do experimento I, tínhamos uma solução aquosa de ZnSO_4 . Escreva as fórmulas do cátion e do ânion presentes nessa solução.
4. No início do experimento II, tínhamos uma solução aquosa de CuSO_4 . Escreva as fórmulas do cátion e do ânion presentes nessa solução.
5. Observe as fotografias iniciais dos experimentos I e II e as respostas das questões 3 e 4. Relacionando essas informações, identifique o

íon responsável pela cor azul da solução inicial do experimento II.

6. Complete a equação da reação que ocorreu no experimento II.

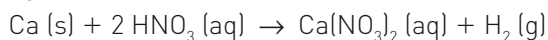


7. Reescreva essa equação na forma iônica.
8. Qual é o metal que se depositou sobre a lâmina de zinco ao final do experimento II?
9. Por que a solução final do experimento II é incolor?
10. Compare a reatividade do zinco e do cobre com base nos experimentos.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFRJ) Reações de deslocamento ou simples troca são aquelas em que uma substância simples de um elemento mais reativo desloca outro de uma substância composta.

Um exemplo de reação de deslocamento, em que o cálcio desloca o hidrogênio, é apresentado a seguir:



- a) Qual o nome do sal formado nessa reação?
- b) Por analogia, apresente a equação da reação em que o alumínio desloca o hidrogênio do ácido clorídrico.
2. (UFRJ) A gravura em metal é uma técnica antiga que pode produzir belas obras de arte. A técnica consiste em revestir uma placa de metal com uma camada de cera protetora. Com um instrumento pontiagudo, o artista desenha a imagem riscando a cera e descobrindo o metal. A seguir, com uma solução ácida, cria na placa sulcos onde é feito o desenho. A placa é lavada, a cera é removida e, após a aplicação de tinta, é feita a impressão da gravura. Em um estúdio, um artista utilizou a técnica de gravura sobre uma placa de zinco, empregando uma solução de ácido clorídrico para gravar a imagem. Escreva a equação balanceada da reação que ocorre entre o metal e o ácido clorídrico.

3. (Ufop-MG) O sódio é um metal mole, podendo até mesmo ser cortado com uma faca. Quando um pedaço de sódio metálico é colocado em um recipiente contendo água e algumas gotas do indicador fenolftaleína, observa-se uma reação vigorosa e o aparecimento de uma coloração rósea na solução. Uma pequena explosão também pode ser verificada ao aproximarmos um palito em chamas do recipiente que contém o sistema em reação. A pequena explosão e a coloração rósea adquirida pela solução resultam, respectivamente:
- a) da queima de nitrogênio presente no ar e a solução fica básica.
- b) da queima de oxigênio produzido na reação e a solução fica ácida.
- c) da queima de oxigênio produzido na reação e a solução fica básica.
- x d) da queima de hidrogênio produzido na reação e a solução fica básica.

4. (UFMG) Num laboratório, foram feitos testes para avaliar a reatividade de três metais — cobre, Cu, magnésio, Mg, e zinco, Zn.

Para tanto, cada um desses metais foi mergulhado em três soluções diferentes — uma de nitrato de cobre, $\text{Cu(NO}_3)_2$, uma de nitrato de magnésio, $\text{Mg(NO}_3)_2$, e uma de nitrato de zinco, $\text{Zn(NO}_3)_2$.

No quadro abaixo, estão resumidas as observações feitas ao longo dos testes.

Metals Soluções	Cu	Mg	Zn
$\text{Cu(NO}_3)_2$	Não reage.	Reage.	Reage.
$\text{Mg(NO}_3)_2$	Não reage.	Não reage.	Não reage.
$\text{Zn(NO}_3)_2$	Não reage.	Reage.	Não reage.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que a disposição dos três metais testados, segundo a ordem crescente de reatividade de cada um deles, é:

- a) Cu / Mg / Zn.
- b) Cu / Zn / Mg.
- x c) Mg / Zn / Cu.
- d) Zn / Cu / Mg.
5. Escreva em seu caderno as equações iônicas das reações que realmente ocorrem:
- a) $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow$
- b) $\text{Br}_2 + 2 \text{NaI} \rightarrow$
- c) $\text{I}_2 + 2 \text{NaCl} \rightarrow$
- d) $\text{I}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow$
6. (UPM-SP) Da equação $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$, conclui-se que:
- a) o bromo é mais reativo que o cloro.
- b) ocorre uma reação de dupla-troca.
- x c) o cloro é mais reativo que o bromo, deslocando-o.
- d) o sódio é mais eletronegativo que o cloro.
- e) a molécula de bromo é monoatômica.
7. Utilizando a fila de reatividade, copie e complete as equações das reações que realmente ocorrem, representando-as também na forma iônica:
- a) $\text{Cu} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$
- b) $\text{Zn} + \text{NiSO}_4 \rightarrow$
- c) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- d) $\text{Ni} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- e) $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- f) $\text{Al} + 3 \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- g) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
- h) $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow$

Reações de dupla-troca

Para que as reações de dupla-troca ocorram, é necessário que pelo menos um dos produtos, quando comparado com os reagentes, apresente no mínimo uma das características a seguir:

	Reagentes		Produtos
1	muito ionizados ou dissociados	→	pelo menos um produto menos ionizado ou dissociado (eletrólito mais fraco)
2	não voláteis	→	pelo menos um produto volátil
3	solúveis	→	pelo menos um produto insolúvel (formação de precipitado)

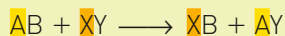
Basta que uma dessas condições seja satisfeita para que a reação ocorra.

A seguir vamos apresentar alguns exemplos da ocorrência de reações de dupla-troca.

Formação de um produto menos ionizado

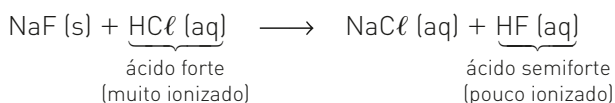
Nesta situação não é possível observar visualmente a ocorrência da reação química. Geralmente ela só pode ser verificada comparando a condutividade elétrica dos reagentes e dos produtos.

Nesse caso, devemos ter:



em que XB e/ou AY devem ser mais fracos, ou seja, menos ionizados que os reagentes.

Na reação entre o fluoreto de sódio sólido e uma solução aquosa de ácido clorídrico, essa condição pode ser verificada.

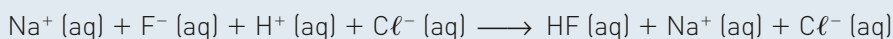


Uma visão diferente da formação de um produto menos ionizado

Essa reação é tradicionalmente mostrada no Ensino Médio como uma reação de dupla-troca. Porém, vários autores, baseando-se na sua representação na forma iônica, classificam-na como uma reação de síntese.

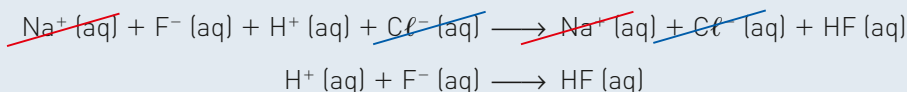
Veja por quê:

Ao adicionarmos o NaF (s) à solução aquosa de HCl (aq), o sal se dissocia e, então, temos:



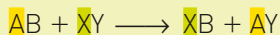
Podemos perceber que os íons Na^+ e Cl^- não participaram efetivamente da reação e são considerados “espectadores”, podendo ser excluídos da equação.

Por esse motivo, podemos representar a equação iônica por:



Formação de um produto mais volátil

Nesse caso, devemos ter:



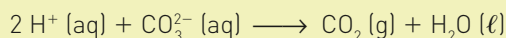
em que pelo menos um dos produtos deve ser mais volátil que os reagentes.

Uma das reações mais comuns que satisfaz essa condição ocorre quando se adiciona um ácido a um sal do tipo carbonato (CO_3^{2-}) ou bicarbonato (HCO_3^-).

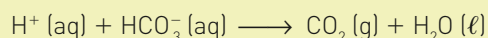
Um dos produtos formados é o ácido carbônico (H_2CO_3), muito instável e fraco, que se decompõe liberando gás carbônico (CO_2).

Essas reações podem ser genericamente representadas por:

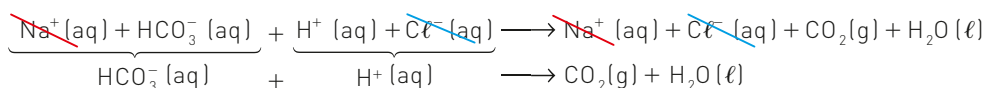
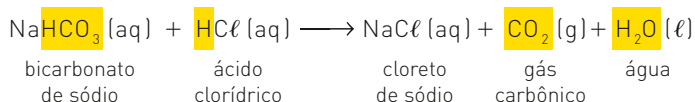
- ácido + carbonato



- ácido + bicarbonato



Esse tipo de reação ocorre, por exemplo, quando se usa o bicarbonato de sódio (NaHCO_3) para diminuir a acidez estomacal, pois ele reage com o ácido clorídrico presente no estômago:

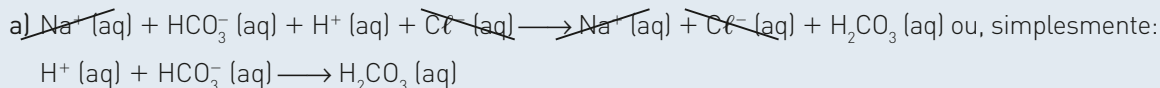


Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

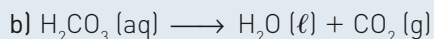
Mediante a realização de um experimento simples, você pode simular a reação que ocorre entre o bicarbonato de sódio e o ácido clorídrico. Pegue um pires e coloque nele um punhado de bicarbonato de sódio. Depois, adicione ao bicarbonato algumas gotas de vinagre ou suco de limão. As bolhas indicam a formação de gás carbônico (CO_2). Esse mesmo gás, que se forma no estômago quando se ingere um medicamento que contenha bicarbonato de sódio, pode ser liberado por eructação ("arrote").

Uma visão diferente da formação de um produto mais volátil

Se analisarmos essa reação usando a equação iônica, deveríamos considerar sua ocorrência em duas etapas:

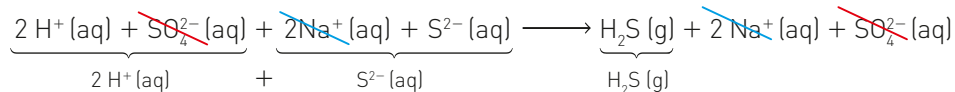


Sob esse outro critério, essa reação poderia ser classificada como reação de síntese.



Assim, essa etapa poderia ser classificada como uma reação de decomposição.

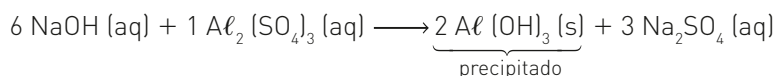
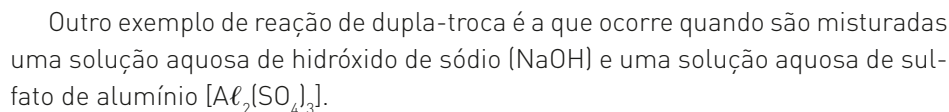
Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



Fotos: Sérgio Datta Jr./Arquivo da editora

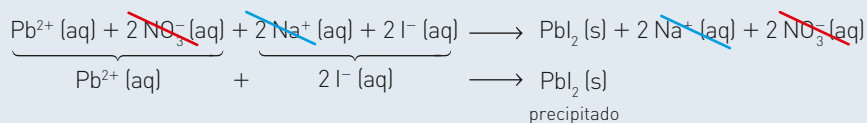
$$\text{AB} + \text{XY} \rightarrow \text{XB} + \text{AY}$$

Formação de precipitado (PbI_2) (B) decorrente da reação entre nitrato de chumbo e iodeto de sódio [A].



Essa reação é facilmente perceptível a olho nu, pois ocorre a formação de hidróxido de alumínio, uma base insolúvel e, portanto, fraca, que se apresenta na solução na forma de flóculos, sendo esse fenômeno denominado **floculação**.

Usando a equação iônica que representa essa reação:



476 UNIDADE 7 | REAÇÕES QUÍMICAS

Tratamento de água

Uma reação muito semelhante ao exemplo anterior, na qual ocorre a formação de flóculos de hidróxido de alumínio, é utilizada no tratamento de água nas grandes estações de tratamento e nas piscinas. Os flocos formados envolvem as partículas sólidas presentes na água, arrastando-as para o fundo, de onde serão removidas.



Formação de flocos de $\text{Al}(\text{OH})_3$, que aderem às partículas sólidas e se depositam no fundo da proveta.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Exercício resolvido

Um professor, em uma prova de Química Experimental, entregou a um de seus alunos cinco frascos numerados de 1 a 5, cada um contendo uma das seguintes soluções, não necessariamente nesta ordem:

HCl (aq), NaOH (aq), AgNO_3 (aq), KNO_3 (aq) e Na_2CO_3 (aq).

O professor pediu ao estudante que identificasse a solução contida em cada frasco. Para isso, ele poderia utilizar somente as soluções dos frascos em questão.

O estudante misturou as amostras, duas a duas, e anotou os resultados observados:

	5	4	3	2
1	nada foi observado	houve reação com precipitação de sólido	houve reação com precipitação de sólido	houve reação com precipitação de sólido
2	nada foi observado	houve sensível elevação da temperatura	houve liberação de gás incolor	
3	nada foi observado	nada foi observado		
4	nada foi observado			

Acerca da solubilidade em água de sais e hidróxidos de metais, o aluno sabe que:

- Os sais e os hidróxidos de metais alcalinos são bastante solúveis.
- Os cloretos dos metais são bastante solúveis, com exceção de AgCl , Hg_2Cl_2 e PbCl_2 .
- Os nitratos dos metais são bastante solúveis.
- Os carbonatos dos metais são pouco solúveis (praticamente insolúveis), com exceção dos carbonatos dos metais alcalinos.

Com base nos resultados experimentais, o estudante concluiu corretamente que as soluções HCl (aq), NaOH (aq), AgNO_3 (aq), KNO_3 (aq) e Na_2CO_3 (aq) estavam, respectivamente, nos frascos:

- a) 1, 3, 5, 2, 4. b) 5, 1, 4, 3, 2. c) 2, 4, 5, 3, 1. d) 2, 4, 1, 5, 3. e) 2, 1, 3, 5, 4.

Solução

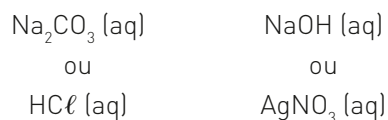
- A solução do frasco 5 não reagiu com as dos demais frascos. Conclusão: o frasco 5 contém KNO_3 (aq).
 KNO_3 (aq) + HCl (aq) $\rightarrow$ não há reação
 KNO_3 (aq) + NaOH (aq) $\rightarrow$ não há reação
 KNO_3 (aq) + AgNO_3 (aq) $\rightarrow$ não há reação
 KNO_3 (aq) + Na_2CO_3 (aq) $\rightarrow$ não há reação

- 2 + 3 $\rightarrow$ liberação de gás incolor
Somente na mistura das soluções de Na_2CO_3 (aq) e HCl (aq) há liberação de gás incolor.

Pode-se fazer as seguintes observações:

- O frasco 2 contém HCl (aq) ou Na_2CO_3 (aq).
- O frasco 3 contém Na_2CO_3 (aq) ou HCl (aq).
 Na_2CO_3 (aq) + 2 HCl (aq) $\rightarrow$
 $\rightarrow \text{NaCl}$ (aq) + H_2O (l) + CO_2 (g)
- Por exclusão, as soluções 1 e 4 contêm AgNO_3 (aq) e NaOH (aq), não necessariamente nessa ordem.
- O frasco 1 contém AgNO_3 (aq) ou NaOH (aq).

- O frasco 4 contém NaOH (aq) ou AgNO_3 (aq).
- 3 + 4 $\rightarrow$ não há reação

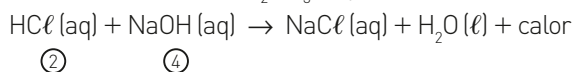


HCl (aq) reage com NaOH (aq) e AgNO_3 (aq), portanto não pode estar em 3.

Conclusão:

O frasco 2 contém HCl (aq).

O frasco 3 contém Na_2CO_3 (aq).



Já vimos que:

- o frasco 2 contém HCl (aq);
- o frasco 3 contém Na_2CO_3 (aq);
- o frasco 4 contém NaOH (aq);
- o frasco 5 contém KNO_3 (aq).

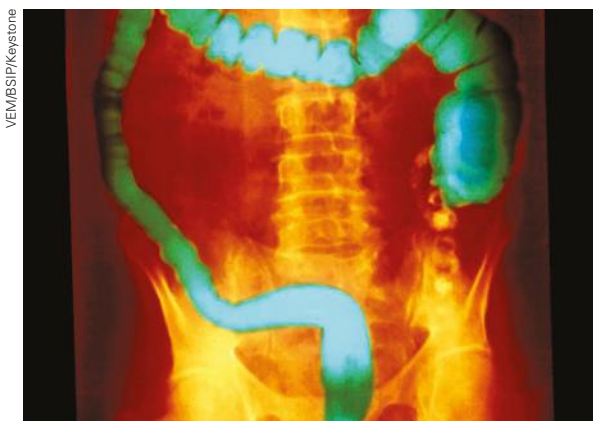
Por exclusão, o frasco 1 contém AgNO_3 (aq).

Resposta: Alternativa d.

Fundamentando seus conhecimentos

A respeito do sulfato de bário, leia o texto e responda às questões 1 e 2.

Pacientes que necessitam de raios X do trato intestinal devem ingerir previamente uma suspensão de sulfato de bário (BaSO_4). Esse procedimento faz com que as paredes do intestino fiquem revestidas pelo sulfato de bário, que é opaco aos raios X, permitindo uma análise médica de suas condições.



// Raio X (colorido) do intestino grosso, com sulfato de bário.

- Equacione a reação que permite obter esse sal a partir do ácido sulfúrico (H_2SO_4) e do hidróxido de bário [$\text{Ba}(\text{OH})_2$].
- No estômago, o sulfato de bário não reage com o ácido clorídrico presente no suco gástrico, porém, se uma amostra de sal estiver contaminada com carbonato de bário (BaCO_3), vai ocorrer uma reação. Equacione essa reação.

A partir da ilustração a seguir (aparelhagem que pode ser utilizada para a obtenção de um gás), responda às questões 3 a 5.



3. Escreva as fórmulas do sal e do ácido mencionados.
4. Ao abriremos a torneira, o ácido entrará em contato com o sal, provocando uma reação. Equacione essa reação.

5. Escreva a fórmula do gás formado.

6. No comércio, são vendidos alguns produtos destinados a remover manchas de ferrugem $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$ de peças de roupas; porém, a maioria das pessoas executa essa remoção usando suco de limão, que contém ácido cítrico, ou vinagre, que contém ácido acético $(\text{H}_3\text{C}-\text{COOH})$. Escreva a equação que representa a reação entre a ferrugem e o ácido acético e justifique sua ocorrência.

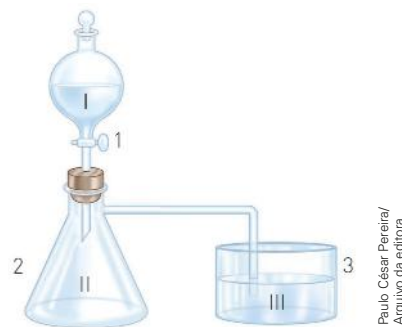
7. Escreva as equações, na forma comum e na iônica, das reações que realmente ocorrem:

- $\text{CaS} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaF} \rightarrow$
- $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$
- $\text{CuCl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} + \text{NaCl} \rightarrow$
- $\text{NaNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{HF} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

8. Equacione as reações de dupla-troca, quando ocorrem:

- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
- $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl} \rightarrow$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaCN} \rightarrow$

9. A partir de uma amostra de sulfeto de ferro II $[\text{FeS}(\text{s})]$, tratada com solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) , obtém-se gás sulfídrico (H_2S) , que pode ser borbulhado em água, com o uso da aparelhagem a seguir.



Paulo César Pereira/
Arquivo da editora

A respeito desse experimento, responda às seguintes questões:

- Qual é o nome dos aparelhos de laboratório indicados por 1, 2 e 3, respectivamente?
- Indique o nome dos participantes dessa reação presentes nas regiões I, II e III.
- Equacione a reação que ocorre, pela forma iônica, e justifique sua ocorrência.
- De que maneiras podemos visualizar a ocorrência dessa reação?

10. Equacione as reações de dupla-troca, quando ocorrem:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
- $\text{PbSO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
- $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{AlCl}_3 \rightarrow$

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) Ácido clorídrico comercial, vendido com o nome de ácido muriático, é muito empregado na limpeza de pisos de pedra. Entretanto, ele não deve ser usado em piso de mármore, devido à reação que ocorre entre esse ácido e o carbonato de cálcio constituinte do mármore.

a) Escreva a equação química que representa essa reação. Na limpeza de uma casa, acidentalmente caiu um pouco de ácido muriático sobre o piso de mármore. O dono da casa agiu rapidamente. Absorveu o ácido com um pano e, a seguir, espalhou sobre o local atingido um

dos seguintes “produtos” comumente encontrados numa residência: vinagre, água, amoníaco ou sal de cozinha. Dentre essas opções, o dono escolheu a melhor.

b) Qual foi essa opção? Justifique sua resposta.

2. (Unicamp-SP) No armazém de uma empresa, perderam-se acidentalmente os rótulos de três barricas. Uma delas contém nitrato de amônio (NH_4NO_3) ; outra, carbonato de sódio (Na_2CO_3) ; e outra, nitrato de sódio (NaNO_3) . Todos esses sais têm o mesmo aspecto (pós brancos). Utilizando apenas vinagre (solução aquosa de ácido acético), água filtrada,

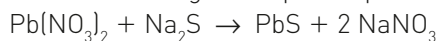
copos e talheres, disponíveis na cozinha da empresa, e também as informações abaixo, como você faria para identificar esses sais?

Informações:

“Os sais de amônio, em presença de hidróxido e carbonatos de metais alcalinos, desprendem amônia, NH_3 , de cheiro característico.”

“Os carbonatos reagem com ácido, produzindo efervescência, ou seja, desprendimento de gás carbônico, CO_2 .”

3. (Fatec-SP) Relatos históricos contam que, durante a Segunda Guerra Mundial, espões mandavam mensagens com uma “tinta invisível” que era essencialmente uma solução de nitrato de chumbo. Para tornar a escrita com nitrato de chumbo visível, o receptor da mensagem colocava sobre a “tinta invisível” uma solução de sulfeto de sódio, Na_2S , bastante solúvel em água e esperava pela reação:



Com base nas informações, afirma-se que:

- Essa reação formava o nitrato de sódio e o sulfeto de chumbo.
- O sulfeto de chumbo, PbS , precipitava e possibilitava a leitura da mensagem.
- O sulfeto de chumbo, por ser muito solúvel em água, possibilitava a leitura da mensagem.
- O nitrato de sódio precipitava e possibilitava a leitura da mensagem.

É correto o que se afirma apenas em:

- ☒ a) I e II. ☐ d) I e III.
☐ b) II e III. ☐ e) II e IV.
☐ c) III e IV

4. (Vunesp-SP) A imagem a seguir é a fotografia de uma impressão digital coletada na superfície de um pedaço de madeira.

Para obtê-la, foi utilizada uma técnica baseada na reação entre o sal do suor (NaCl), presente na impressão digital, com solução aquosa diluída de um reagente específico. Depois de secar em uma câmara escura, a madeira é exposta à luz solar.

Considere soluções aquosas diluídas de AgNO_3 e de KNO_3 . Indique qual delas produziria um registro fotográfico de impressão digital ao reagir com o sal do suor, nas condições descritas, e justifique sua resposta descrevendo as reações químicas envolvidas.



Thinkstock/Getty Images

5. (Unimontes-MG) A chuva ácida é um problema ambiental causado quando gases provenientes de atividades antrópicas se transformam em ácidos na atmosfera. Em contato com os monumentos à base de mármore (CaCO_3), a chuva ácida corrói tais monumentos devido à reação do ácido com o mármore.

Supondo-se que seja formado ácido sulfúrico na atmosfera, o sal produzido na reação com o mármore é:

- a) $\text{Ca}_2(\text{SO}_4)_3$. ☒ c) CaSO_4 .
b) CaSO_3 . ☐ d) $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$.

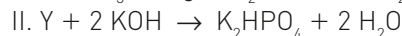
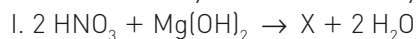
6. (Unimontes-MG) Na primeira etapa do tratamento das águas para abastecimento público, ocorre a mistura de sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio, para promover a coagulação de partículas na câmara de floculação. Os produtos da reação das substâncias químicas utilizadas nessa etapa do tratamento de água são:

- a) AlOH e CaSO_4 . ☐ d) $\text{Al}(\text{OH})_3$ e Ca_2SO_4 .
b) Al_2OH e Ca_2SO_4 . ☒ e) $\text{Al}(\text{OH})_3$ e CaSO_4 .
c) AlOH e CaS .

7. (Udesc) A água é um recurso indispensável à vida. Nas estações de tratamento de água são adicionados sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio, para causar o fenômeno da floculação, que ajuda a retirar partículas maiores da água.

- a) Escreva a equação química da reação entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio. Qual dos produtos é o responsável pela floculação? Por quê?
- b) Como é a distribuição eletrônica por subníveis do elemento alumínio?

8. Considere as reações de neutralização a seguir.



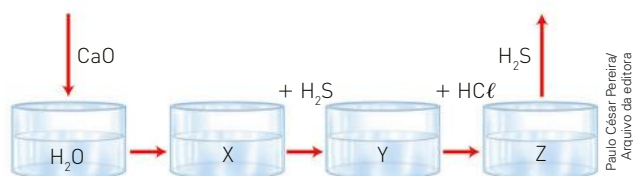
A nomenclatura correta das substâncias X, Y e Z é, respectivamente:

- a) nitrito de magnésio, ácido fosforoso e bicarbonato de sódio.
b) nitrito de manganês, ácido ortofosfórico e carbonato de sódio.
c) nitrato de magnésio, ácido fosfórico e bicarbonato de sódio.
☒ d) nitrato de magnésio, ácido fosfórico e carbonato de sódio.
e) nitrato de magnésio, ácido fosforoso e carbonato de sódio.

9. (Udesc) Vacas leiteiras de grande produção podem sofrer uma doença chamada “febre do leite”, relacionada ao metabolismo do cálcio.

- A que família da tabela periódica pertence o cálcio? Desenhe a fórmula química da reação entre o carbonato de cálcio e o ácido ortofosfórico.
- Como é a distribuição eletrônica por subníveis do íon cálcio, sabendo-se que esse elemento tem número atômico = 20?

10. Considere a sequência de reações de formação dos compostos X, Y e Z.



As substâncias representadas por X, Y e Z são, respectivamente:

- $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Ca_2S e CaCl_2 .
- CaO_2 , CaS_2 e CaCl_2 .
- CaOH , CaS e CaCl_2 .
- CaO_2 , Ca_2S e Ca_2Cl_2 .
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaS e CaCl_2 .

11. (Fuvest-SP) Uma jovem estudante quis demonstrar para sua mãe o que é uma reação química. Para tanto, preparou, em cinco copos, as seguintes soluções:

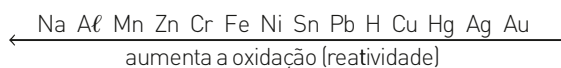
Copo	Solução
1	vinagre
2	sal de cozinha + água
3	fermento químico (NaHCO_3) + água
4	açúcar + água
5	suco de limão

Em seguida, começou a fazer misturas aleatórias de amostras das soluções contidas nos copos, juntando duas amostras diferentes a cada vez. Qual é a probabilidade de que ocorra uma reação química ao misturar amostras dos conteúdos de dois dos cinco copos?

- $\frac{1}{10}$
- $\frac{1}{8}$
- $\frac{1}{5}$
- $\frac{1}{3}$
- $\frac{1}{2}$

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFSM-RS)



Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, assinale a reação que irá ocorrer espontaneamente.

- $2 \text{Al} (\text{s}) + 3 \text{CuSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow$
- $3 \text{Ag} (\text{s}) + \text{FeCl}_3 (\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Cu} (\text{s}) + \text{NaCl} (\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Ag} (\text{s}) + \text{CuSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Pb} (\text{s}) + \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow$

2. (Uerj) Os objetos metálicos perdem o brilho quando os átomos da superfície reagem com outras substâncias formando um revestimento embaçado. A prata, por exemplo, perde o brilho quando reage com enxofre, formando uma mancha de sulfeto de prata. A mancha pode ser removida colocando-se o objeto em uma panela de alumínio contendo água quente e um pouco de detergente por alguns minutos.

Nesse processo, a reação química que corresponde à remoção das manchas é:

- $\text{AgS} + \text{Al} \rightarrow \text{AlS} + \text{Ag}$.
- $\text{AgSO}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{AlSO}_4 + \text{Ag}$.
- $3 \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + 6 \text{Ag}$.
- $3 \text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{Ag}$.

3. (UFMG) João e Maria estavam fazendo experiências no laboratório de Química. Nas figuras a seguir, estão representados, respectivamente, os materiais então utilizados por eles.



Para facilitar a dissolução de nitrato de cobre em água, João usou uma haste de zinco. No final do experimento, a haste estava corroída e formou-se uma solução incolor e um sólido, que, após algum tempo, se depositou no fundo do recipiente.

Maria, por sua vez, utilizou uma haste de cobre para dissolver nitrato de zinco em água. No final do experimento, ela obteve uma solução incolor e a haste manteve-se intacta.

Sabe-se que as soluções aquosas de nitrato de cobre (II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, são azuis e que as de nitrato de zinco (II), $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, são incolores.

Considerando-se os dois experimentos descritos, é correto afirmar que:

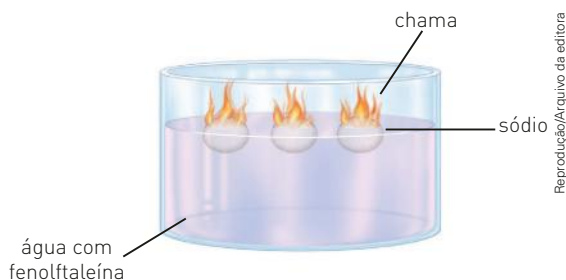
- ☒ a) João obteve uma solução aquosa de nitrato de zinco.
- b) Maria obteve uma solução aquosa de nitrato de cobre.
- c) O cobre metálico é oxidado na dissolução do nitrato de zinco.
- d) O precipitado formado na dissolução do nitrato de cobre (II) é zinco metálico.

4. (Uespi) De acordo com a ordem de reatividade, assinale a alternativa na qual a reação não ocorre.

- a) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$
- b) $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{FeCl}_2$
- c) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{MgSO}_4$

- ☒ d) $\text{Au} + 3 \text{HCl} \rightarrow \frac{3}{2} \text{H}_2 + \text{AuCl}_3$
- e) $\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

5. (Fuvest-SP) Coloca-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico:



Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfície exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

- ☒ a) hidrogênio produzido na reação e do aumento de pH.
- b) oxigênio produzido na reação e do aumento de pH.

c) nitrogênio do ar e do aumento de pH.

d) hidrogênio produzido na reação e da diminuição de pH.

e) nitrogênio do ar e da diminuição de pH.

(Informação: o pH da água é menor que o das soluções básicas e maior que o das soluções ácidas.)

6. (UFJF-MG) Associe a coluna 1 com a coluna 2 e assinale a alternativa que representa a sequência correta de (I) a (V).

Coluna 1

(I) Sal neutro.

(II) Reage com a água produzindo ácido sulfúrico.

(III) Sal ácido.

(IV) É um dos produtos da reação do ácido clorídrico com zinco metálico.

(V) É um ácido forte.

Coluna 2

(A) SO_3

(B) H_2

(C) NaCl

(D) HNO_3

(E) NaHSO_4

a) I-A, II-B, III-C, IV-D, V-E.

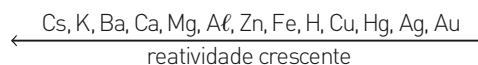
b) I-E, II-A, III-D, IV-C, V-B.

c) I-B, II-A, III-D, IV-E, V-C.

d) I-C, II-B, III-A, IV-D, V-E.

☒ e) I-C, II-A, III-E, IV-B, V-D.

7. (UPM-SP)



Analisando a fila de reatividade dada acima, pode-se afirmar que a reação que não ocorrerá é:

a) $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$

d) $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow$

b) $\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow$

☒ e) $\text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$

c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$

8. (UPM-SP)

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag} \rightarrow$ não ocorre reação

$2 \text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$

$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$

$\text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$ não ocorre reação

Os resultados observados nas experiências acima equacionadas nos permitem afirmar que a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos é:

☒ a) $\text{Zn} > \text{Cu} > \text{Ag}$.

d) $\text{Ag} > \text{Zn} > \text{Cu}$.

b) $\text{Ag} > \text{Cu} > \text{Zn}$.

e) $\text{Zn} > \text{Ag} > \text{Cu}$.

c) $\text{Cu} > \text{Zn} > \text{Ag}$.

9. (Vunesp-SP) Quando se mergulha um pedaço de fio de cobre limpo em uma solução aquosa de nitrato de prata, observa-se o aparecimento gradativo de um depósito sólido sobre o cobre, ao mesmo tempo em que a solução, inicialmente incolor, vai se tornando azul.

- a) Por que aparece um depósito sólido sobre o cobre e por que a solução fica azul?
- b) Escreva a equação química balanceada da reação que ocorre.

10. (UPM-SP) Dada a reatividade em ordem decrescente dos halogênios, $F > Cl > Br > I$, a equação incorreta é:

- x a) $2 NaF + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl + F_2$.
- b) $2 NaI + F_2 \rightarrow 2 NaF + I_2$.
- c) $2 NaBr + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl + Br_2$.
- d) $2 NaI + Br_2 \rightarrow 2 NaBr + I_2$.
- e) $2 NaBr + F_2 \rightarrow 2 NaF + Br_2$.

11. (UFRJ) As informações a seguir referem-se a uma sequência de reações. Faça o balanceamento de cada uma delas, escrevendo as fórmulas das substâncias nas reações.

Reação I: $A + B \rightarrow$ cloreto de prata + nitrato de sódio

Reação II: $C + D \rightarrow B + E$

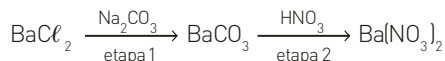
Reação III: $D + J \rightarrow$ hidróxido férrico + B

Reação IV: peróxido de hidrogênio $\xrightarrow{\text{luz/calor}}$ E + oxigênio

Dados: B é o sal de cozinha.

C é um ácido que participa no processo digestivo.

12. (Fuvest-SP) Nitrato de bário pode ser preparado, em meio aquoso, por meio das transformações químicas



Nas etapas 1 e 2 ocorrem, respectivamente,

- x a) precipitação de carbonato de bário e desprendimento de dióxido de carbono.
- b) precipitação de carbonato de bário e desprendimento de hidrogênio.
- c) desprendimento de cloro e desprendimento de dióxido de carbono.
- d) desprendimento de dióxido de carbono e precipitação de nitrato de bário.
- e) desprendimento de cloro e neutralização do carbonato de bário.

13. (UEPG-PR) Uma aplicação curiosa do nitrato de chumbo — $Pb(NO_3)_2$ — em solução é certamente seu uso em escritas “invisíveis”, o que permite o envio de mensagens secretas que são visualizadas

pelo destinatário após o umedecimento da folha de papel com uma solução de sulfeto de sódio — Na_2S —, quando então aquilo que foi escrito adquire coloração negra. A respeito desse experimento, assinale o que for correto.

- 01) Ocorre uma reação química de dupla-troca entre o nitrato de chumbo utilizado na escrita e o sulfeto de sódio empregado na revelação.
- 02) O nitrato de chumbo é um composto iônico que, em meio aquoso, encontra-se dissociado como íons Pb^{2+} e NO_3^- , enquanto o sulfeto de sódio é um composto covalente e pouco solúvel que adere ao papel, permitindo a revelação do que foi escrito.
- 04) A coloração negra nos locais da folha onde foi aplicado o nitrato é devida à formação de sulfeto de chumbo.
- 08) O sulfeto de sódio diminui a solubilidade do nitrato de chumbo, que precipita.

01 e 04.

14. (UFV-MG) Como a obtenção de água potável é de fundamental importância para a saúde da população, toda cidade moderna possui uma estação de tratamento de água. Nessa estação, a água captada, após passar por uma tela para a remoção de objetos diversos, é submetida a um tratamento químico. Nesse tratamento, inicialmente adiciona-se sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio. Esses compostos reagem entre si formando um precipitado gelatinoso de hidróxido de alumínio, que se agrega com partículas sólidas em suspensão, resultando na floculação das mesmas, que são removidas por decantação e posterior filtração. Para eliminar agentes patogênicos, adiciona-se cloro gasoso ou hipoclorito de sódio ou hipoclorito de cálcio. Em todos esses casos, o agente bactericida gerado é o ácido hipocloroso.

- a) Dos reagentes químicos citados no texto, vários pertencem à função sal. Cite o nome de dois deles.
- b) Dê as fórmulas dos sais citados na resposta acima.
- c) Qual dos reagentes citados no texto é uma substância simples?
- d) Escreva a equação balanceada da reação que ocorre entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio.

15. (ITA-SP) Suponha que um pesquisador tenha descoberto um novo elemento químico, M, de número atômico 119, estável, a partir da sua separação de um sal de carbonato. Após diversos experimentos, foi observado que o elemento químico M apresentava um comportamento químico seme-

lhante aos elementos que constituem a sua família (grupo).

- a) Escreva a equação balanceada da reação entre o elemento M em estado sólido com a água (se ocorrer).
- b) O carbonato do elemento M seria solúvel em água? Justifique a sua resposta.

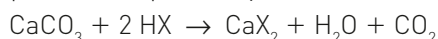
16. (UFJF-MG) Baterias de carros usam ácido sulfúrico como um dos seus constituintes, enquanto o ácido clorídrico (ou muriático) é utilizado para limpeza de pisos e calçadas. Para distinguir uma solução aquosa de ácido sulfúrico de outra solução aquosa de ácido clorídrico, basta adicionar a cada uma delas:
- a) uma solução aquosa de hidróxido de sódio.
 - ☒ b) uma solução aquosa de nitrato de bário.
 - c) raspas de magnésio.
 - d) uma porção de carbonato de sódio.
 - e) gotas de fenolftaleína.

17. (UFF-RJ)

A pérola é o resultado da reação de moluscos, como ostras e conchas de mar e água doce, a qualquer corpo estranho que esteja em sua parte interna, conhecida como manto.

Discovery Magazine. Setembro de 2004.

Boa parte da massa das pérolas — usada na confecção de colares — se deve ao carbonato de cálcio. O contato prolongado das pérolas com a acidez do suor faz com que elas sofram um processo lento de corrosão, processo esse que pode ser representado pela reação:



Desprezando-se o estado físico dos reagentes e dos produtos e sabendo-se que HX representa ácidos presentes no suor, assinale a opção correta.

- a) Se, hipoteticamente, HX for substituído pelo H_2S , o sal produzido será o sulfito de cálcio.
 - ☒ b) Se, hipoteticamente, HX for substituído pelo HCl , o sal produzido será o cloreto de cálcio.
 - c) O sal produzido será o CaH_2CO_3 , já que HX é representado pelo ácido carbônico.
 - d) Se, hipoteticamente, HX for substituído pelo HBr , o sal produzido será um bromato.
 - e) O CaCO_3 é muito solúvel em água, portanto não pode ser atacado por hidrácidos.
18. (Uesc-BA) Causada pela deficiência de ferro no organismo, a anemia ferropriva é uma doença que chega a atingir dois bilhões de pessoas no mundo. Para tentar minimizar o alto índice de incidência da enfermidade, um dos caminhos de caráter terapêu-

tico e preventivo é a “fortificação” da água potável com ferro e vitamina C. A adição de sulfato ferroso na água consumida diariamente pelas crianças permite a reposição do estoque de ferro do organismo. Sobre o sulfato ferroso, pode-se afirmar:

- a) dissocia-se em água, produzindo um cátion monovalente e um ânion monovalente.
 - b) tem as mesmas propriedades físicas do sulfato férrico.
 - c) reage com prata, formando sulfato de prata e ferro metálico.
 - d) não reage com hidróxido de amônio, pois é uma base fraca.
 - ☒ e) é um composto iônico, sólido nas condições ambientes e conduz corrente elétrica em solução aquosa.
19. (UEL-PR) Em um processo de avaliação experimental, um aluno recebeu 4 rótulos contendo, separadamente, informações sobre os seguintes reagentes: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , KCl e Na_2CO_3 . Recebeu, também, 4 frascos cada um contendo um desses reagentes, porém, sem identificação. Com o objetivo de rotulá-los adequadamente, o aluno enumerou-os de 1 a 4, conforme fotografia abaixo, e fez alguns testes com amostras das soluções de cada frasco, obtendo as seguintes informações:



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

- I. Com a adição de ácido clorídrico, houve despreendimento de gás na amostra do frasco 1 e formação de um precipitado na amostra do frasco 2.
 - II. Com adição de cloreto de sódio, observou formação de precipitado na amostra do frasco 2.
 - III. Com adição de hidróxido de sódio, observou formação de precipitado nas amostras dos frascos 2 e 4.
 - IV. Com a adição de ácido clorídrico, cloreto de sódio e hidróxido de sódio, nenhuma reação de precipitação ocorreu em amostras do frasco 3.
- De acordo com os resultados dos testes realizados, os frascos 1, 2, 3 e 4 contêm, respectivamente:
- a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , KCl , Na_2CO_3 .
 - ☒ b) Na_2CO_3 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, KCl .
 - c) KCl , Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 .
 - d) Na_2CO_3 , AgNO_3 , KCl , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.
 - e) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, KCl , AgNO_3 , Na_2CO_3 .

20. (UFPE) Analise as equações que correspondem às reações químicas possíveis de ocorrerem.

I	$\text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{CH}_3\text{COONa} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$
II	$\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{aq}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) + \text{CO}_2 (\text{g})$
III	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{aq}) + 3 \text{Cu} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{CuSO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{Fe} (\text{s})$
IV	$2 \text{Au} (\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{Au}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
V	$\text{Na}_2\text{O} (\text{aq}) + \text{SO}_3 (\text{g}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$
VI	$3 (\text{NH}_4)_2\text{S} (\text{aq}) + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 (\text{s}) + 3 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{aq})$
VII	$\text{CuSO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$

Assinale a alternativa que contempla as equações químicas corretas.

- a) I, II, V e VII, apenas.
 x b) II, V, VI e VII, apenas.
 c) II, IV, V e VII, apenas.
 d) VI e VII, apenas.
 e) IV, V, VI e VII, apenas.

Atividades práticas

I. Reatividade de metais

Este experimento, extraído do *site* da Universidade de São Paulo (<www.cdcc.sc.usp.br/experimentoteca/>. Acesso em: 30 nov. 2017.), permitirá comparar a fila de reatividade dos metais vista na explanação teórica com resultados experimentais.

Objetivo

Construir uma pequena fila de reatividade de metais e mostrar que o poder oxidante ou redutor de cátions metálicos é relativo (comparativo).

Materiais e reagentes

- placa de teste com pelo menos 30 cavidades
- espátula
- tabela plastificada de reatividade dos metais
- raspas de cobre (Cu), ferro (Fe), zinco (Zn), magnésio (Mg) e alumínio (Al)
- solução de ácido clorídrico (HCl) de 6 mol/L
- frascos conta-gotas com soluções de 1 mol/L de:
 - cloreto de magnésio (MgCl_2);
 - sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$);
 - sulfato de zinco (ZnSO_4);
 - sulfato de cobre (CuSO_4);
 - cloreto ferroso (FeCl_2).

O ácido clorídrico, HCl (aq), deve ser manuseado com todo cuidado, usando equipamento de proteção, como luvas, avental e óculos, e com o auxílio de um profissional capacitado, como o professor ou um técnico de laboratório.

Procedimento

1. Organize a placa de teste de modo que os metais sejam colocados nas filas verticais (colunas) e as soluções sejam colocadas nas filas horizontais (linhas), de acordo com a tabela a seguir.

Aspecto da placa de teste					
	Mg	Al	Zn	Fe	Cu
MgCl_2					
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$					
ZnSO_4					
FeCl_2					
HCl					
CuSO_4					

2. Coloque $\frac{1}{4}$ de espátula de raspas de magnésio em cada cavidade da 1ª fila vertical da placa de teste. Repita o procedimento, colocando raspas de alumínio na 2ª fila vertical, e assim sucessivamente, até colocar um metal em cada cavidade da placa de teste.

3. Coloque quatro gotas de solução de cloreto de magnésio nas cavidades da 1ª linha horizontal. Repita o procedimento colocando gotas de solução de sulfato de alumínio nas cavidades da 2ª linha horizontal, e assim por diante, até que todas as cavidades tenham recebido alguma solução.

4. Agora, observe: em quais das cavidades ocorreu reação? Verifique e marque um X na tabela abaixo.

	Mg	Al	Zn	Fe	Cu
MgCl_2					
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$					
ZnSO_4					
FeCl_2					
HCl					
CuSO_4					

Questões

1. Que evidência você utilizou para avaliar a ocorrência ou não de reação?
2. Qual dos metais reagiu com todas as soluções?
3. Escreva em seu caderno a equação química para cada reação que ocorreu no experimento.
4. Escreva em seu caderno, em ordem crescente de reatividade, o nome dos metais testados no experimento.
5. Consulte a tabela de reatividade dos metais e compare-a com seus resultados.

II. Comportamento dos carbonatos na presença de ácidos

Materiais e reagentes

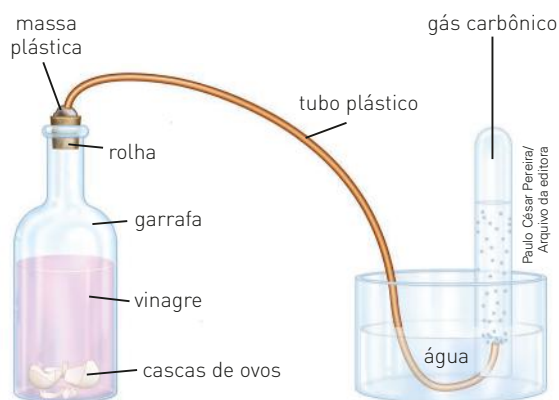
- garrafa de vidro
- tubo plástico
- recipiente de vidro
- cascas de ovos

- massa plástica
- água
- vinagre
- tubo de ensaio
- ácido muriático
- rolha

Procedimento

Cascas de ovos apresentam, como principal componente, o carbonato de cálcio (CaCO_3), que reage com ácidos e libera gás carbônico.

Em uma garrafa de vidro provida de uma rolha, à qual foi adaptado um tubo plástico com o auxílio de massa plástica para vedar, coloque cascas de ovos e cubra-as com vinagre (ácido acético), conforme o esquema a seguir.



Depois, repita esse experimento utilizando, no lugar do vinagre, uma solução formada de quatro partes de água para uma parte de ácido muriático (HCl). Observe e compare a efervescência e a velocidade com que o tubo de ensaio é preenchido pelo gás e responda às questões.

Questões

1. Em qual dos experimentos a reação ocorreu com maior velocidade (mais intensidade)?
2. Equacione a reação que ocorreu entre as cascas de ovos e o ácido muriático.
3. Qual dos dois ácidos é mais forte? Responda a essa pergunta baseando-se nos resultados do experimento.
4. As cascas de ostras também apresentam carbonato de cálcio na sua composição. Com o aumento da concentração de CO_2 na atmosfera poderá ocorrer uma acidificação da água do mar. O que poderá acontecer com as cascas de ostras? Equacione as reações.

Relações de massa

Você já parou para pensar na quantidade de átomos que existem no planeta Terra? Sem dúvida, trata-se de um número muito grande. Mesmo em pequenas porções de matéria, a quantidade de átomos presentes é muito grande, e por isso usamos uma grandeza específica para contabilizá-los.

Qual o número de estrelas que existe no céu? Será que esse número é maior do que o número de grãos de areia que existe no deserto do Saara? Ou do que o número de moléculas contidas em um copo de água?

lana Chyva/Shutterstock

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Unidade de massa atômica.
- Conceito de massa atômica.
- Massa molecular.
- Mol e massa molar.
- Constante de Avogadro.
- Determinação de fórmulas.
- Estudo dos gases.
- Cálculos estequiométricos.

Céu noturno estrelado.

Massa dos átomos

É muito importante, tanto nas atividades em laboratório como nas indústrias, saber as quantidades de reagentes que devemos usar para obter a quantidade desejada de produtos.

A previsão das quantidades só é possível por meio de cálculos das massas e dos volumes das substâncias envolvidas nas reações químicas. Muitas vezes, é necessário determinar também o número de átomos ou de moléculas das substâncias que reagem ou são produzidas. Para isso, um primeiro passo é conhecer a massa dos átomos.

Como átomos e moléculas são entidades muito pequenas para serem “pesadas” isoladamente, foi estabelecido um padrão para comparar sua massa.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

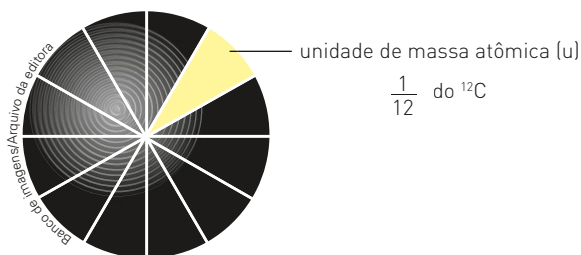
// Um saco de 5 kg de arroz tem massa 5 vezes maior que o padrão de 1 kg.

Você já estudou isso na Unidade 1: a massa de um corpo pode ser determinada pela comparação com uma massa-padrão. Para determinar, por exemplo, a massa do corpo de uma pessoa, normalmente se usa como padrão o quilograma (kg). Se a balança indicar 80 kg, a massa dessa pessoa é 80 vezes maior que o padrão escolhido: 1 kg. Por isso, é importante escolher um padrão adequado para a medida que se quer efetuar. Seria inadequado, por exemplo, usar o quilograma como padrão para determinar a massa de uma formiga.

Unidade de massa atômica (u)

Atualmente, a escala de massas atômicas está baseada no isótopo mais comum do carbono, com número de massa igual a 12 (^{12}C), ao qual foi atribuída exatamente a massa de **12 unidades de massa atômica (u)**.

Unidade de massa atômica (u) é, portanto, a massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono com número de massa igual a 12 (^{12}C).



// Representação de um átomo de ^{12}C .

O ^{12}C foi escolhido como referência em 1962 e é usado atualmente em todos os países do mundo.
 $1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Massa atômica de um átomo (MA)

A massa atômica de um átomo é sua massa determinada em u, ou seja, sua massa comparada com $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C .

As massas atômicas de quaisquer átomos podem ser determinadas experimentalmente com grande precisão. Para isso, utilizamos um aparelho denominado espectrômetro de massa.

Para facilitar nossos cálculos, não usaremos o valor exato da massa atômica de cada átomo; faremos um arredondamento para o número inteiro mais próximo. Veja alguns exemplos a seguir.

Massa atômica do ^4_2He	4,0030 u	4 u
Massa atômica do $^{19}_9\text{F}$	18,9984 u	19 u
Massa atômica do $^{27}_{13}\text{Al}$	26,9815 u	27 u

Os valores arredondados das massas atômicas são iguais aos números de massa (A) dos átomos; assim, usaremos o **número de massa (A)** como se fosse a massa atômica. No entanto, sabemos que esses valores de massa são comparativos, ou seja, relacionados com a unidade de massa atômica ($\text{u} = \frac{1}{12}$ da massa do $^{12}\text{C} = 1 \text{ u}$).

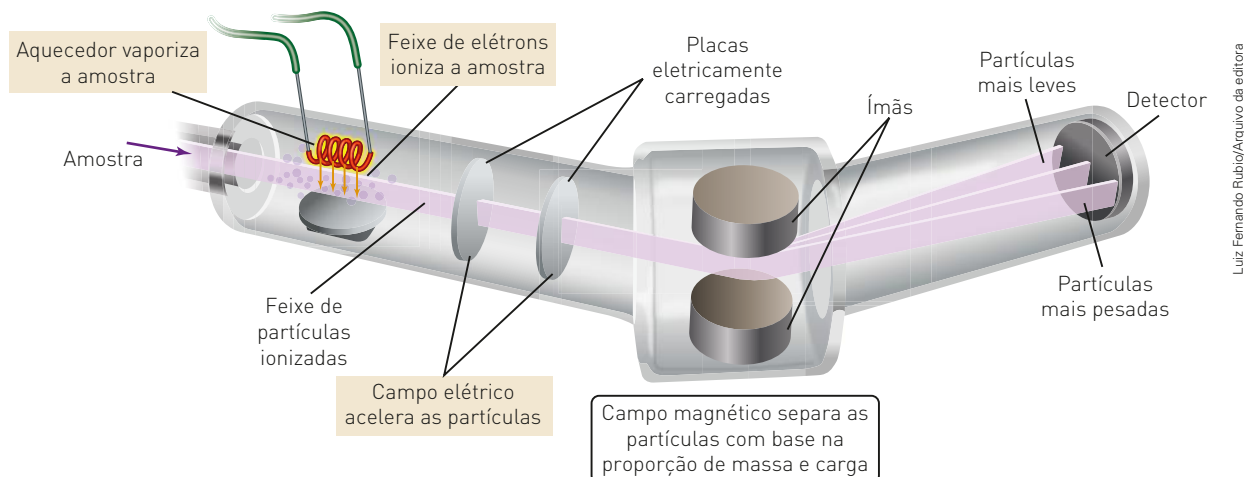
Dizer que “a massa atômica do átomo ^4_2He é igual a 4 u” significa que a massa de um átomo de ^4_2He é 4 vezes maior que a massa de $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C .

Massa atômica de um elemento (MA)

A maioria dos elementos químicos é constituída por uma mistura de dois ou mais isótopos, ou seja, de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z), mas com diferentes números de massa (A).

A massa de cada isótopo e sua abundância percentual na constituição do elemento químico podem ser determinadas por meio de um espectrômetro de massa.

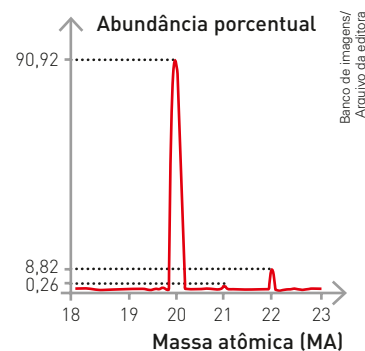
Veja, no exemplo a seguir, a determinação da massa atômica do elemento químico neônio, com o uso de um espectrômetro.



// O gás neônio (amostra) é injetado em uma câmara de vácuo, onde colide com um feixe de elétrons, formando íons positivos. Os íons Ne^+ , ao serem acelerados pela placa negativa, passam entre os polos de um campo magnético e sofrem desvios conforme a relação entre a carga elétrica e suas massas.

O espectrômetro de massa converte os sinais em um gráfico, como o apresentado a seguir, cuja análise possibilita determinar a massa atômica e a abundância de cada isótopo.

Isótopos	Massa atômica	Abundância isotópica
^{20}Ne	20,00 u	90,92%
^{21}Ne	21,00 u	0,26%
^{22}Ne	22,00 u	8,82%



Como o elemento químico neônio (Ne) é constituído de três isótopos, sua **massa atômica (MA)** é determinada calculando-se a média ponderada das massas atômicas dos seus isótopos.

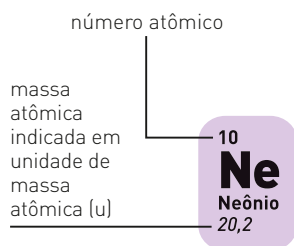
$$\text{MA do elemento neônio} = \frac{(20,00 \cdot 90,92) + (21,00 \cdot 0,26) + (22,00 \cdot 8,82)}{100}$$

$$\text{MA do elemento neônio} = 20,179 \text{ u}$$

A massa atômica do elemento neônio será, portanto, igual a 20,179 u, valor obtido pela média ponderada das massas atômicas de seus isótopos.

Veja, ao lado, a representação do elemento neônio na tabela periódica.

Quando um elemento é formado por um único tipo de átomo, sua **massa atômica (MA)** é a massa atômica do elemento.



Massa molecular (MM)

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes.

Dessa maneira, a massa da molécula é numericamente igual à soma das massas dos átomos que a constituem.

$$\text{massa molecular} = \left(\begin{array}{l} \text{número de átomos} \cdot \text{massa atômica} \\ \text{do 1º elemento} \end{array} \right) + \left(\begin{array}{l} \text{número de átomos} \cdot \text{massa atômica} \\ \text{do 2º elemento} \end{array} \right) + \dots$$

Vejamos alguns exemplos, usando massas atômicas obtidas na tabela periódica:

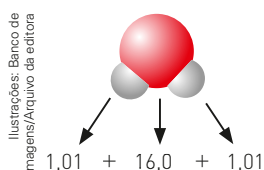
H: MA = 1,01

O: MA = 16,0

C: MA = 12,0

A diferença de massa entre um átomo e seu íon é desprezível, pois a massa do elétron é muito pequena em relação à massa do átomo.

Assim, a massa de um íon, seja um cátion ou ânion, é considerada igual à do átomo.



Aproximando os valores, a massa de uma molécula de água é 18 u.



1 átomo de C: 1 · 12,0

4 átomos de H: 4 · 1,01



A massa de uma molécula de metano, usando valores aproximados, é 16 u.



CORES FANTASIA



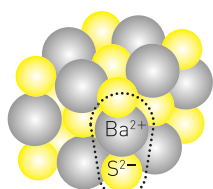
AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Como os compostos formados por ligações iônicas não são constituídos por moléculas, não podemos usar para eles a expressão **massa molecular**.

Para os compostos iônicos, usaremos a expressão **massa-fórmula**.

Veja, como exemplo, o caso do sulfeto de bário (BaS).

massas atômicas	[Ba ²⁺]	[S ²⁻]
Ba: 137 u	↓	↓
S: 32,1 u	137	32,1



fórmula unitária

// Representação do retículo cristalino do BaS: o conjunto circulado mostra uma fórmula do composto.

A massa-fórmula de uma fórmula do sulfeto de bário, usando valores aproximados, é 169 u.

Exercício resolvido

O padrão de massa atômica atual é o ^{12}C .

Se fosse criada uma nova tabela de massas atômicas, usando o ^4He como 1 u, qual seria a massa molecular do benzeno (C_6H_6), usando esse novo padrão de massa atômica?

(Dados: Massas atômicas: $^{12}\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$; $^4\text{He} = 4$)

Solução

Devemos, inicialmente, calcular a MM do C_6H_6 pela tabela atual:

$$\begin{aligned} \text{C} &= 12 \cdot 6 = 72 \\ \text{H} &= 1 \cdot 6 = 6 \\ \text{MM} &= 78 \end{aligned}$$

A mudança do padrão implica a mudança de todas as demais massas atômicas, obedecendo à mesma proporção, que pode ser obtida relacionando ao padrão atual as massas do ^{12}C e do ^4He .

$$\frac{\text{MA do } ^{12}\text{C} = 12}{\text{MA do } ^4\text{He} = 4} = 3 \therefore \text{MA } ^{12}\text{C} \text{ é 3 vezes a MA do } ^4\text{He}$$

Como a massa de cada ^{12}C é igual à massa de três ^4He , e cada ^4He na nova tabela corresponde a 1 u, a massa do ^{12}C seria de 3 u.

Logo, o novo padrão de massa atômica corresponde a $\frac{1}{3}$ das massas atômicas atuais.

Assim: MM do $\text{C}_6\text{H}_6 = 78$ u (valor atual)

A nova MM do $\text{C}_6\text{H}_6 = 78 \div 3 \Rightarrow \text{MM} = 26$ u

Fundamentando seus conhecimentos

1. O cobalto foi descoberto na Antiguidade e isolado em 1735 pelo químico sueco Georg Brandt. É um metal que apresenta dureza acentuada, é quebradiço e apresenta cor cinza-azul, assemelhando-se ao ferro. Um dos seus isótopos apresenta massa atômica igual a 60 u. Com base nessas informações, podemos afirmar que um átomo de cobalto-60 “pesa”:



Susan E. Degginger / Alamy/Fotografia

- 60 g.
 - 60 u.
 - 60 vezes mais que o átomo de ^{12}C .
 - 60 vezes mais que $1/12$ do átomo de ^{12}C .
 - 5 vezes mais que um átomo de ^{12}C .
- Está(ão) correta(s) somente a(s) afirmação(ões):

- I, III e V.
- II, III e V.
- II, IV e V.
- II e IV.
- I.

2. O elemento químico boro é formado pelos isótopos ^{10}B e ^{11}B na proporção de 20% e 80%, respectivamente. A massa atômica aproximada do boro é:
- 10,5 u.
 - 10,2 u.
 - 10,8 u.
 - 10,6 u.
 - 10,11 u.

3. A acetona, cujo nome oficial é propanona, dentre os seus vários usos, é utilizada como solvente, por exemplo, na remoção de esmalte.



Olha Kozachenko/Shutterstock

Cesar Wolf/Arquivo da editora

Observe a ilustração de uma molécula da acetona.



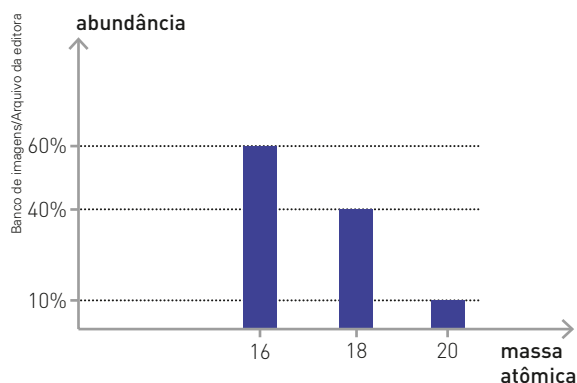
Dados: massa molecular = 58 u; massas atômicas:



Considerando os dados, determine a massa atômica do elemento representado por: $\bullet$.

Desenvolvendo seus conhecimentos

- A expressão “a massa atômica de magnésio-24 vale 24 u” pode ser interpretada da seguinte maneira:
 - Um átomo de magnésio-24 vale 24 g.
 - Um átomo de magnésio-24 vale 24 vezes a massa do carbono-12.
 - Qualquer isótopo do elemento magnésio tem massa 24 u.
 - ☒ A massa de um átomo de magnésio-24 vale 24 vezes a massa de $\frac{1}{12}$ da massa do carbono-12.
 - Um átomo de magnésio tem massa igual a 12 prótons.
- Determine a massa atômica do elemento X, que apresenta 3 isótopos.



Determine a massa atômica do elemento X.

- (Unimontes-MG) O cloro presente no PVC tem dois isótopos estáveis. O cloro-35, com massa 34,97 u, constitui 75,77% do cloro encontrado na natureza. O outro isótopo é o cloro-37, de massa 36,97 u. Em relação aos isótopos, é **CORRETO** afirmar que o cloro-37
 - ☒ contribui menos para a massa atômica do cloro.
 - apresenta maior quantidade de elétrons.
 - apresenta maior número atômico.
 - é mais abundante na natureza.
- Calcule a massa atômica de um elemento X, constituído dos isótopos A, B e C, cuja ocorrência e respectivas massas atômicas estão indicadas na tabela abaixo:

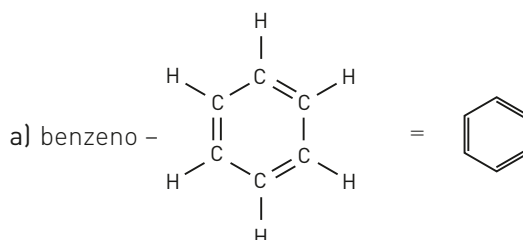
Isótopo	Ocorrência (%)	Massa atômica
A	60	80 u
B	20	84 u
C	20	88 u

- Um elemento que apresenta massa atômica igual a 68 u possui dois isótopos naturais. O número de massa de cada um desses isótopos é, respectivamente, 66 e 71. Qual é a porcentagem do isótopo de massa igual a 71?
 - 45%
 - 50%
 - ☒ 60%
 - 55%
- Considere as afirmações abaixo.
 - Massa molecular é a massa da molécula expressa em u.
 - A massa molecular é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula.
 - A massa molecular indica quantas vezes a molécula pesa mais que $\frac{1}{12}$ do átomo de ^{12}C .

São verdadeiras:

- ☒ todas.
- nenhuma.
- somente I e II.
- somente I e III.
- somente II e III.

- Considere as seguintes massas atômicas: H = 1; O = 16; N = 14; C = 12; S = 32; Cl = 35,5. Determine as massas moleculares das seguintes substâncias:



- álcool etílico (álcool comum) – $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
 - sacarose (açúcar comum) – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
 - ureia – $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.
- Um composto $\text{Al}_2(\text{XO}_4)_3$ apresenta uma massa-fórmula igual a 342. Determine a massa atômica do elemento X.
[Massas atômicas: Al = 27; O = 16.]

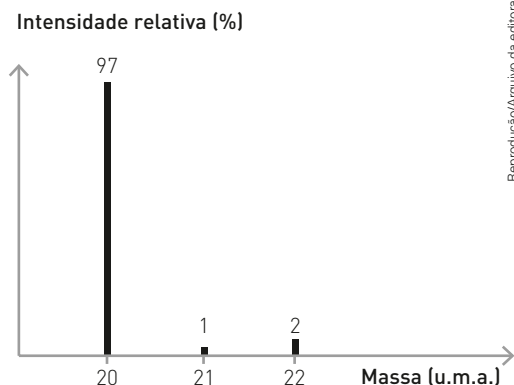
Desafiando seus conhecimentos

1. A tabela seguinte contém a constituição dos isótopos do elemento hidrogênio:

Isótopo	Número de prótons	Número de nêutrons
Prótio	1	zero
Deutério	1	1
Trítio	1	2

A respeito das massas atômicas desses isótopos, pode-se dizer corretamente que:

- ☒ a) A massa do deutério é duas vezes a massa do prótio.
 b) A massa do prótio é três vezes a massa do trítio.
 c) São todas iguais entre si.
 d) A massa do trítio é $\frac{2}{3}$ da massa do deutério.
2. (UFG-GO) A análise de massas de um elemento químico demonstrou a existência de três isótopos, conforme apresentado na figura a seguir.



Considerando as abundâncias apresentadas, conclui-se que a massa média para esse elemento é:

- ☒ a) 20,05. c) 20,80. e) 20,40.
 b) 21,00. d) 19,40.
3. (Uerj) Em 1815, o médico inglês William Prout formulou a hipótese de que as massas atômicas de todos os elementos químicos corresponderiam a um múltiplo inteiro da massa atômica do hidrogênio. Já está comprovado, porém, que o cloro possui apenas dois isótopos e que sua massa atômica é fracionária (35,5). Os isótopos do cloro, de massas atômicas 35 e 37, estão presentes na natureza, respectivamente, nas porcentagens de:
- a) 55% e 45%. ☒ c) 75% e 25%.
 b) 65% e 35%. d) 85% e 15%.

4. O elemento magnésio, cuja massa atômica na tabela periódica é de 24,30 u, apresenta na natureza apenas três isótopos. Um desses isótopos possui massa igual a 24 u e é encontrado na natureza com abundância de 79%. Já o isótopo de massa igual a 25 u possui uma abundância de 10%. Qual é a massa do terceiro isótopo, o qual apresenta abundância de 11%?

- a) 22,8 c) 27,8 e) 26,8
☒ b) 25,8 d) 21,8

5. (Olimpíada Brasileira de Química) Um elemento X ocorre na forma de moléculas diatômicas, X_2 , com massas 70, 72, 74 e abundâncias relativas na razão de 9:6:1, respectivamente. Com base nessas informações, analise as afirmações abaixo.

- I. O elemento X possui três isótopos.
 II. A massa atômica média desse elemento é 36.
 III. Esse elemento possui um isótopo de massa 35 com abundância de 75%.
 IV. Esse elemento é o cloro.

Estão corretas:

- a) todas as afirmações.
 b) apenas as afirmações I e II.
 c) apenas as afirmações II e IV.
☒ d) apenas as afirmações III e IV.
 e) apenas a afirmação I.

6. (Uerj)

Cientistas podem ter encontrado o bóson de Higgs, a “partícula de Deus”

Os cientistas ainda precisam confirmar que a partícula que encontraram se trata, de fato, do bóson de Higgs. Ela ganhou o apelido de “partícula de Deus” por ser considerada crucial para compreender a formação do universo, já que pode explicar como as partículas ganham massa. Sem isso, nenhuma matéria, como as estrelas, os planetas e até os seres humanos, existiria.

Adaptado de g1.globo.com, 04/07/2012.

O bóson de Higgs, apesar de ser uma partícula fundamental da natureza, tem massa da ordem de 126 vezes maior que a do próton, sendo, portanto, mais pesada do que a maioria dos elementos químicos naturais.

O símbolo do elemento químico cuja massa é cerca de metade da massa desse bóson é: (Consulte a tabela periódica)

- ☒ a) Cu. b) I. c) Mo. d) Pb.

Constante de Avogadro

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) foi o primeiro cientista a conceber a ideia de que uma amostra de um elemento, com massa em gramas numericamente igual a sua massa atômica (MA), apresenta sempre o mesmo número de átomos (N).

Avogadro não conseguiu determinar o valor de N, mas, ao longo do século XX, muitos experimentos — bastante engenhosos — foram feitos para determinar esse valor, que foi denominado **Constante de Avogadro** em homenagem ao cientista.

Esse número (N) tem como valor aceito atualmente:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ ou } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ ou ainda } 6,0 \cdot 10^{23}.$$



// Avogadro, de origem nobre, foi advogado e físico. Formou-se bacharel em Direito em 1792, com 16 anos de idade. Foi um dos primeiros cientistas a diferenciar átomos de moléculas.

Para entender melhor a relação entre a Constante de Avogadro e a massa atômica, vamos considerar o elemento químico cálcio. A massa atômica desse elemento é 40 u. Como cada u tem massa de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, podemos determinar a massa em gramas de um átomo de Ca:

$$MA = 40 \text{ u}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{massa em gramas de 1 átomo de Ca} = 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Então, podemos estabelecer uma proporção para determinar a massa de $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Ca:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ átomo de Ca} & \text{—} & 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} & \text{—} & x \\ x = & \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 40 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}}{1 \text{ átomo}} & \end{array}$$

$$x = 40 \text{ g}$$

Podemos perceber que a massa de $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de cálcio é igual a 40 g, ou seja, é numericamente igual à sua massa atômica, expressa em gramas.

Generalizando, podemos dizer que, em uma massa em gramas numericamente igual à massa atômica, para qualquer elemento, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

Exemplos:

- Hidrogênio:

$$\boxed{1 \text{ g}} \text{ de hidrogênio} = \boxed{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \text{ de H}$$

$MA = \boxed{1 \text{ u}}$

- Urânio:

$$\boxed{238 \text{ g}} \text{ de urânio} = \boxed{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \text{ de U}$$

$MA = \boxed{238 \text{ u}}$

As moléculas são formadas pela união de átomos, e a massa molecular (MM) corresponde à soma das massas atômicas (MA) dos átomos que constituem a molécula.

Dessa maneira, podemos estender essa ideia para as substâncias moleculares: em uma massa em gramas numericamente igual à massa molecular (MM), para qualquer substância molecular, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Exemplos:

- Água:

$$\boxed{18 \text{ g}} \text{ de água} = \boxed{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \text{ de H}_2\text{O}$$

$MA = \boxed{18 \text{ u}}$

- Sacarose:

$$\boxed{342 \text{ g}} \text{ de sacarose} = \boxed{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \text{ de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

$MA = \boxed{342 \text{ u}}$



/// Todas as amostras da foto são constituídas por $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, embora apresentem massas diferentes. O balão contém 4 g de He (MA = 4 u); o frasco com mercúrio, 201 g (MA = 201 u); e o cobre, 63,5 g (MA = 63,5 u).

EXPLORE SEU MUNDO

Contagem

Como saber a quantidade de grãos de feijão existentes em um saco de 5 kg de um modo mais prático do que contar os grãos um por um?

Discuta com seus colegas as possíveis estratégias para chegar à resposta.

Mol: a unidade de quantidade de matéria

No nosso cotidiano, compramos, vendemos e contamos coisas indicando sua massa (1 quilograma de açúcar), seu volume (1 litro de leite) ou sua quantidade (1 dezena de livros, 1 resma de papel, etc.).

Nos cálculos relacionados com as substâncias químicas envolvidas em uma reação química, trabalhamos com quantidades de massa e de volume. A partir da determinação da Constante de Avogadro, podemos também determinar as quantidades de átomos ou moléculas, só que para isso devemos estabelecer uma nova unidade.

Como trabalhamos com átomos e moléculas, que são extremamente pequenos, vamos tomar, como unidade, os conjuntos formados por $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, íons, etc.). Essa unidade recebe o nome de **mol**.

Atualmente, por resolução da IUPAC, **mol** é definido como a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos de ^{12}C contidos em 0,012 kg (12 g) de ^{12}C .

Como em 12 g de ^{12}C existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, **mol** é a quantidade de matéria que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades.

1 mol de átomos	é a quantidade de matéria que contém	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas		$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 mol de fórmulas		$6,02 \cdot 10^{23}$ fórmulas
1 mol de íons		$6,02 \cdot 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons		$6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons



Imaginemos a contagem de 1 milhão. Contando de um em um, em voz alta, uma pessoa demoraria 23 dias para chegar a essa marca, de acordo com as pesquisas feitas por Karl Smallwood, do *site Today I Found Out*. Quanto tempo você levaria para contar $6 \cdot 10^{23}$, mantendo a mesma velocidade de contagem?

Massa molar (M)

Massa molar é a massa que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades. Sua unidade é $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (g/mol).

Veja alguns exemplos:

mercúrio (Hg) MA = 201 u 201 g contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Hg pesa 1 mol de átomos de Hg constituem massa molar do Hg = 201 g/mol	água (H₂O) MM = 18 u 18 g contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O pesa 1 mol de moléculas de H₂O constituem massa molar da H₂O = 18 g/mol
cloreto de sódio (NaCl) MF = 58,5 u 58,5 g contém $6,02 \cdot 10^{23}$ fórmulas de NaCl pesa 1 mol de fórmulas de NaCl constituem massa molar do NaCl = 58,5 g/mol	íon sulfato (SO₄²⁻) MF = 96 u 96 g contém $6,02 \cdot 10^{23}$ íons de SO₄²⁻ pesa 1 mol de íons de SO₄²⁻ constituem massa molar do SO₄²⁻ = 96 g/mol

Determinação da quantidade de matéria = número de mol

A partir de uma amostra que apresenta determinada massa de um elemento químico ou substância e conhecendo sua massa atômica ou molar, podemos determinar quantos mols e quantas entidades químicas constituem essa amostra.

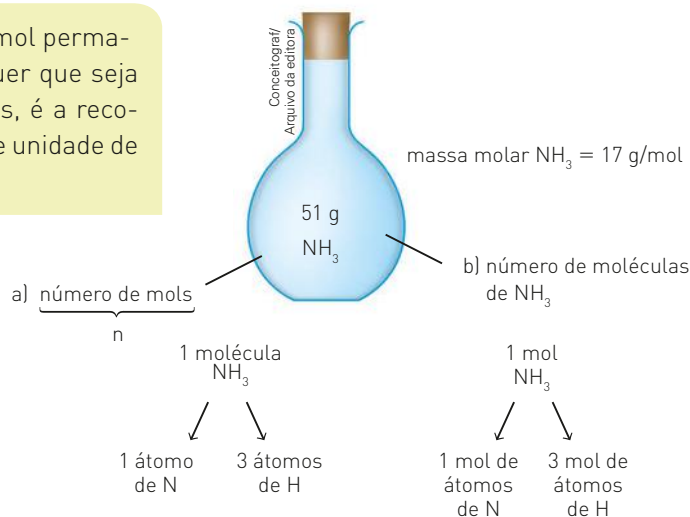
Considere uma amostra de massa igual a m gramas, de uma espécie química cuja massa molar é igual a $M \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Com esses dados, pode-se determinar o número de mols (n) da espécie química presente na amostra, utilizando a relação matemática:

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}} = \frac{m}{M} \frac{\text{g}}{\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \text{ mol}$$

Conhecendo o número de mols (n) de uma dada amostra (X), podemos também determinar o número de partículas (átomos, moléculas, fórmulas, íons) existentes nessa amostra.

Veja um exemplo:

Note que o símbolo da unidade mol permanece inalterado, sem plural, qualquer que seja o número: 1 mol; 3 mol. Essa, aliás, é a recomendação para qualquer símbolo de unidade de medida (3 m, 5 L, etc.).



$$\begin{array}{rcl} \text{a) 1 mol de moléculas NH}_3 & \text{—} & 17 \text{ g} \\ x & \text{—} & 51 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{51 \cancel{\text{g}} \cdot 1 \text{ mol de moléculas}}{17 \cancel{\text{g}}} = 3 \text{ mol de moléculas}$$

$$\text{ou } n = \frac{51 \cancel{\text{g}}}{17 \cancel{\text{g}} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3 \text{ mol de moléculas}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{b) 1 mol de moléculas de NH}_3 & \xrightarrow{\text{contém}} & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 3 \text{ mol de moléculas} & \xrightarrow{\text{conterão}} & x \text{ moléculas} \end{array}$$

$$x = \frac{3 \cancel{\text{ mol de moléculas}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{ mol de moléculas}}}$$

$$x = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x = 1,806 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

Conhecendo a massa de uma substância, podemos obter o número de mol e o número de partículas (átomos, íons, moléculas) e vice-versa.

Exercícios resolvidos

1. Considere um copo contendo 90 mL de água. Determine:

- a) número de mol de moléculas de água. d) número de átomos de hidrogênio.
b) número de moléculas de água. e) número total de átomos.
c) número de átomos de oxigênio.

(Dados: Massas atômicas: H = 1,0; O = 16; N = $6,0 \cdot 10^{23}$; $d_{H_2O} = 1,0 \text{ g/mL}$.)

Solução

Determinação da massa de água: como a densidade da água é 1,0 g por 1 mL, concluímos que 90 mL de água correspondem a 90 g de água.

a) Determinação do nº de mol de moléculas de água: massa molar da água = $18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de moléculas de } H_2O \text{ — } 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ n \text{ — } 90 \text{ g} \\ n = 5 \text{ mol de moléculas de } H_2O \end{array}$$

ou, pela expressão:

$$n = \frac{m}{M} \text{ mol} \Rightarrow n = \frac{90 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \Rightarrow n = 5 \text{ mol}$$

b) Determinação do número de moléculas de água:

$$18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ — } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\begin{array}{l} 90 \text{ g — } x \\ x = \frac{90 \text{ g} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \text{mol}^{-1}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ x = 3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \end{array}$$

c) e d) Determinação do número de átomos de oxigênio e hidrogênio:

Como a fórmula da água é H_2O , suas moléculas são constituídas de 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Sabendo o número de moléculas da amostra de água ($3,0 \cdot 10^{24}$ moléculas), podemos determinar o número de átomos de oxigênio e de hidrogênio:

$$\begin{array}{l} O \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ molécula de água } (H_2O) \text{ — } 1 \text{ átomo de oxigênio } (O) \\ 3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } (H_2O) \text{ — } x \end{array} \right. \\ x = \frac{3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot 1 \text{ átomo de oxigênio}}{1 \text{ molécula}} \end{array}$$

$$x = 3,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos de oxigênio } (O)$$

$$\begin{array}{l} H \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ molécula de } (H_2O) \text{ — } 2 \text{ átomos de hidrogênio } (H) \\ 3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } (H_2O) \text{ — } y \end{array} \right. \\ y = \frac{3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos de hidrogênio}}{1 \text{ molécula}} \end{array}$$

$$y = 6,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrogênio } (H)$$

e) Determinação do número total de átomos:

Essa determinação pode ser feita de duas maneiras.

$$n^\circ \text{ total de átomos} = \left\{ \begin{array}{l} n^\circ \text{ de átomos de oxigênio } (O) \\ + \\ n^\circ \text{ de átomos de hidrogênio } (H) \end{array} \right.$$

ou

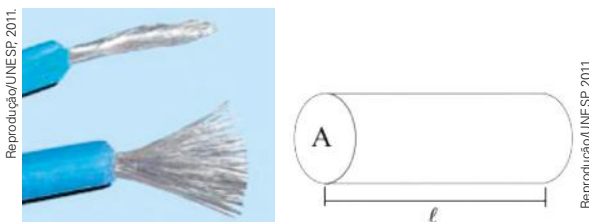
$$1 \text{ molécula de } (H_2O) \text{ — } 3 \text{ átomos}$$

$$3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas — } x$$

Utilizando qualquer um dos métodos, o número total de átomos será igual a: $9,0 \cdot 10^{24}$ átomos

2. (Vunesp-SP) A ductilidade é a propriedade de um material deformar-se, comprimir-se ou estirar-se sem se romper.

A prata é um metal que apresenta excelente ductilidade e a maior condutividade elétrica dentre todos os elementos químicos. Um fio de prata possui 10 m de comprimento (ℓ) e área de seção transversal (A) de $2,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2$.



Considerando a densidade da prata igual a $10,5 \text{ g/cm}^3$, a massa molar igual a 108 g/mol e a constante de Avogadro igual a $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, o número aproximado de átomos de prata nesse fio será:

- a) $1,2 \cdot 10^{22}$
- b) $1,2 \cdot 10^{23}$
- c) $1,2 \cdot 10^{20}$
- d) $1,2 \cdot 10^{17}$
- e) $6,0 \cdot 10^{23}$

Solução

Inicialmente vamos determinar o volume do fio (cilindro).

$$V = A \cdot \ell$$

$$V = 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2 \cdot 10 \text{ m} = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

Sabendo que

$$1 \text{ m} \text{ — } 100 \text{ cm}$$

$$(1 \text{ m})^3 \text{ — } (100 \text{ cm})^3$$

$$1 \text{ m}^3 \text{ — } 10^6 \text{ cm}^3$$

Portanto:

$$1 \text{ m}^3 \text{ — } 10^6 \text{ cm}^3$$

$$2,0 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ — } x$$

$$x = 2 \text{ cm}^3$$

Vamos determinar a massa de prata utilizando sua densidade:

$$d = 10,5 \text{ g/cm}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 \text{ — } 10,5 \text{ g}$$

$$2 \text{ cm}^3 \text{ — } x$$

$$x = 21 \text{ g}$$

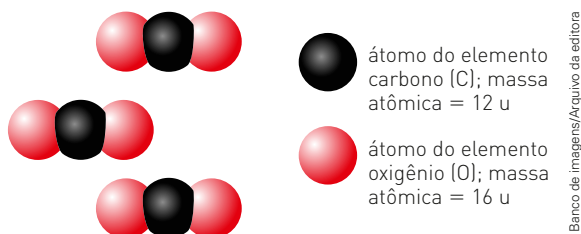
O número de átomos de prata é calculado utilizando a massa molar:

$$1 \text{ mol de átomos de Ag} \text{ — } 108 \text{ g} \text{ — } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$
$$2 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Fundamentando seus conhecimentos

Para resolver as questões 1 a 7, consulte a tabela periódica e observe o sistema representado pela ilustração.



1. Qual a fórmula molecular da substância?
2. Dê um nome para a substância.
3. Determine a massa molecular da substância.
4. Qual o valor da massa molar da substância?
5. Determine a massa em gramas de $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas.
6. Determine a massa em gramas de 1 mol de moléculas da substância.
7. Determine a massa em gramas de 1 molécula.
8. Determine a massa em gramas ou o número de mol de átomos existentes em:
 - a) 560 g de Fe (massa molar = 56 g/mol).
 - b) 0,50 mol de Hg (massa molar = 200 g/mol).
 - c) 100 g de Ne (massa molar = 20 g/mol).
9. Determine o número de átomos ou o número de mol de átomos existentes em:
 - a) 0,25 mol de átomos de He.
 - b) $3,0 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe.
 - c) $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de Ag.
10. Determine o número de átomos ou a massa em gramas de:
(Dados: massas molares: He = 4 g/mol; Ca = 40 g/mol; Co = 60 g/mol; Hg = 200 g/mol)
 - a) 8,0 g de He.
 - b) $3,0 \cdot 10^{23}$ átomos de Ca.
 - c) 12,0 g de Co.
 - d) $1,2 \cdot 10^{23}$ átomos de Hg.

11. Determine a massa em gramas ou o número de mol de moléculas existentes em:
- 3,0 mol de H_2O (massa molar = 18 g/mol).
 - 80 g de CH_4 (massa molar = 16 g/mol).
 - 220 g de CO_2 (massa molar = 44 g/mol).

12. Determine o número de moléculas ou o número de mol de moléculas em:
- 0,50 mol de moléculas de CO_2 .
 - $1,8 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 .
 - $3,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Desenvolvendo seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

1. (Unicamp-SP) Entre os vários íons presentes em 200 mililitros de água de coco há aproximadamente 320 mg de potássio, 40 mg de cálcio e 40 mg de sódio. Assim, ao beber água de coco, uma pessoa ingere quantidades diferentes desses íons, que, em termos de massa, obedecem à sequência: potássio > sódio = cálcio. No entanto, se as quantidades ingeridas fossem expressas em mol, a sequência seria:

Dados de massas molares em g/mol: cálcio = 40; potássio = 39; sódio = 23.

- potássio > cálcio = sódio.
 - cálcio = sódio > potássio.
 - potássio > sódio > cálcio.
 - cálcio > potássio > sódio.
2. (Uespi) Os avanços tecnológicos na eletrônica levaram à invenção do espectrômetro de massa, um aparelho que determina a massa de um átomo. Um mineiro, procurando ouro em um riacho, coleta 10 g de peças finas de ouro conhecidas como "pó de ouro". Sabendo que a massa de um átomo de ouro é $3,27 \cdot 10^{-22}$ g, calcule quantos átomos de ouro, aproximado, o mineiro coletou.

- $3 \cdot 10^{25}$
- $3 \cdot 10^{22}$
- $5 \cdot 10^{20}$
- $5 \cdot 10^{17}$
- $7 \cdot 10^{16}$

3. (Uerj) Alumínio, chumbo e materiais plásticos como o polipropileno são substâncias que estão sob suspeita de provocar intoxicações no organismo humano. Considerando uma embalagem de creme dental que contenha 0,207 g de chumbo, o número de mols de átomos desse elemento químico corresponde a:

(Dado: Massa molar do Pb = 207 g/mol.)

- $1,00 \cdot 10^{-3}$.
- $2,07 \cdot 10^{-3}$.
- $1,20 \cdot 10^{23}$.
- $6,02 \cdot 10^{23}$.

4. O diamante é uma das substâncias formadas de carbono. Quantos átomos de C estão presentes em 1,5 quilate de diamante? (Considere 1,0 quilate = 200 mg)



(Dados: carbono = 12 u; Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$; 1 g = 1000 mg)

- $1,5 \cdot 10^{24}$ átomos
- $2,0 \cdot 10^{22}$ átomos
- $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos
- $3,0 \cdot 10^{23}$ átomos

5. (Enem)

O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br. Acesso em: 1 ago. 2012 (adaptado).

Considerando-se a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- $7,5 \cdot 10^{21}$
- $1,5 \cdot 10^{22}$
- $7,5 \cdot 10^{23}$
- $1,5 \cdot 10^{25}$
- $4,8 \cdot 10^{25}$

6. (Uerj) Para saciar a sede, uma das bebidas mais procuradas é a água de coco, pois além de saborosa é muito nutritiva. Um copo de 200 mL de água de coco tem, em média, a seguinte composição apresentada na tabela.

Calorias	22,00 cal
Proteínas	0,30 g
Lipídios	0,20 g
Cálcio	20,00 mg
Fósforo	13,00 mg
Carboidratos	4,79 mg
Sódio	25,00 mg
Potássio	147,00 mg
Ferro	3,00 mg
Vitamina C	2,00 mg
Colesterol	0,00 mg

Após beber um copo dessa água, um indivíduo teria ingerido um número de átomos de cálcio equivalente a:

(Dado: Massa molar do Ca = $40 \text{ g} \cdot 10^{-1}$)

- ☒ a) $3 \cdot 10^{20}$.
 b) $6 \cdot 10^{21}$.
 c) $5 \cdot 10^{22}$.
 d) $4 \cdot 10^{25}$.
7. (Esal-MG) Cerca de 18% do corpo humano provém de átomos de carbono, presentes em diversos compostos. Considerando uma pessoa de peso igual a 50 kg, o número de mol de carbono do indivíduo é:
 (Dado: C = 12 g/mol)
 a) $0,5 \cdot 10^3$.
☒ b) $0,75 \cdot 10^3$.
 c) $1,0 \cdot 10^3$.
 d) $1,25 \cdot 10^3$.
 e) $1,5 \cdot 10^3$.
8. (Ifsul-RS) Em uma restauração dentária, foi usada uma amálgama que continha cerca de 40% (em massa) de mercúrio.
 Ao usar 1,0 g dessa amálgama no tratamento, quantos átomos de mercúrio serão colocados na cavidade dentária?
 a) $2 \cdot 10^{-3}$
 b) $5 \cdot 10^{-3}$
☒ c) $1,2 \cdot 10^{21}$
 d) $3,0 \cdot 10^{21}$

9. (U. Estácio de Sá-RJ) Num determinado tratamento de água, utilizou-se $35,5 \cdot 10^{-5} \text{ g}$ de cloro (Cl_2) por litro de água.

Determine o número de moléculas de cloro utilizadas por litro.

Dados: Massa molar $\text{Cl}_2 = 71 \text{ g/mol}$

10. (PUC-RJ) A massa, em gramas, de $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de uma substância é igual à massa molar dessa substância.

Essa relação permite o cálculo da massa de uma molécula de SO_2 , que é, em gramas, mais próximo do valor:

Dados: S = 32; O = 16.

- a) $1,0 \cdot 10^{-24}$.
 b) $1,0 \cdot 10^{-23}$.
☒ c) $1,0 \cdot 10^{-22}$.
 d) $1,0 \cdot 10^{21}$.
 e) $1,0 \cdot 10^{23}$.

11. (UPM-SP) O 1-metilciclopenteno (C_6H_{10}) é um produto bloqueador da ação do etileno e tem sido utilizado com sucesso em flores, hortaliças e frutos, retardando o amadurecimento desses vegetais, aumentando, por isso, a sua vida útil.

Considerando que sejam utilizados 8,2 kg de 1-metilciclopenteno para atrasar o amadurecimento de algumas frutas, é correto afirmar que se gastou:

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1 e C = 12.

- a) $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ de C_6H_{10} .
 b) $1,0 \text{ mol}$ de C_6H_{10} .
 c) $1,0 \cdot 10^1 \text{ mol}$ de C_6H_{10} .
☒ d) $1,0 \cdot 10^2 \text{ mol}$ de C_6H_{10} .
 e) $1,0 \cdot 10^3 \text{ mol}$ de C_6H_{10} .

12. (Ufal) Quando bebemos 250 g de água (aproximadamente 250 mL), admitindo ser desprezível a presença de impurezas, podemos considerar correto dizer que estamos ingerindo aproximadamente:

(Dado: Constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

- a) $2 \cdot 10^{24}$ átomos de oxigênio.
 b) $4 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio.
 c) $2 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.
 d) 25 mol de átomos.
☒ e) 42 mol de átomos.

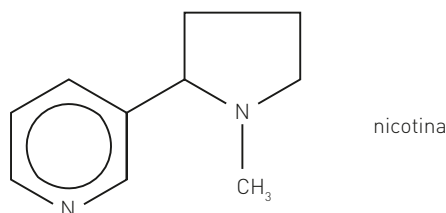
13. (UFPB) Vidros de vasilhames contêm cerca de 80% de SiO_2 em sua composição. Assim, considerando esse percentual, é correto afirmar que, em 525 g de vidro de vasilhame, a quantidade de matéria de SiO_2 é:

- a) 4 mol. **x**c) 7 mol. e) 9 mol.
b) 14 mol. d) 3 mol.

14. A quantidade de água nos indivíduos tende a diminuir com a idade. Sabendo que aos 60 anos de idade a quantidade em massa de água é de cerca de 80% da massa, quantas moléculas de água terá um indivíduo de 90 kg? Dados: H_2O MM = 18 u

- x**a) $2,4 \cdot 10^{27}$ moléculas de água.
b) $2,4 \cdot 10^{25}$ moléculas de água.
c) $2,4 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.
d) $24 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.
e) $4 \cdot 10^3$ moléculas de água.

15. (Unifesp) Um trabalho desenvolvido por pesquisadores da Unifesp indica que, embora 70% dos fumantes desejem parar de fumar, apenas 5% conseguem fazê-lo por si mesmos, devido à dependência da nicotina. A dependência do cigarro passou a ser vista não somente como um vício psicológico, mas como uma dependência física, devendo ser tratada como uma doença: "a dependência da nicotina".



Numa embalagem de cigarros, consta que o produto contém mais de 4 700 substâncias tóxicas, sendo relacionados o alcatrão, com 6 mg, o monóxido de carbono, com 8 mg, e a nicotina, com 0,65 mg. Os teores dessas substâncias referem-se à fumaça gerada pela queima de um cigarro. A quantidade em mol de moléculas de nicotina presentes na fumaça de um cigarro dessa embalagem é:

(Dado: Massa molar da nicotina: 162 g/mol.)

16. (PUC-MG) Considerando que a taxa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) no sangue de um indivíduo é de 90 mg em 100 mL de sangue e que o volume sanguíneo desse indivíduo é 4 litros, determine o número de moléculas de glicose existente nos 4 litros de sangue.

(Dados: H = 1; C = 12; O = 16.)

17. Os motores que utilizam combustíveis fósseis lançam na atmosfera diversos gases, entre eles o dióxido de enxofre e o monóxido de carbono. Uma amostra dos gases emitidos por um motor a *diesel* foi recolhida e analisada. Foi constatada a existência de 0,2 mol de dióxido de enxofre e $3,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de monóxido de carbono. Qual a massa total, em gramas, referente à amostra dos gases emitidos?

(Dados: Massas molares (g/mol): S = 32; C = 12; O = 16.)

Desafiando seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

1. (UFRGS-RS) O sal rosa do Himalaia é um sal rochoso muito apreciado em gastronomia, sendo obtido diretamente de uma reserva natural aos pés da cordilheira. Apresenta baixo teor de sódio e é muito rico em sais minerais, alguns dos quais lhe conferem a cor característica.

Considere uma amostra de 100 g de sal rosa que contenha em sua composição, além de sódio e outros minerais, os seguintes elementos nas quantidades especificadas:

Magnésio = 36 mg

Potássio = 39 mg

Cálcio = 48 mg

Dados: Massas Molares (g/mol): Mg = 24; K = 39 e Ca = 40.

Os elementos, colocados na ordem crescente de número de mols presentes na amostra, são

- x**a) K, Ca e Mg.
b) K, Mg e Ca.
c) Mg, K e Ca.
d) Ca, Mg e K.
e) Ca, K e Mg.

2. (Puccamp-SP) O consumo excessivo de sal pode acarretar o aumento da *pressão das artérias*, também chamada de hipertensão. Para evitar esse problema, o Ministério da Saúde recomenda o consumo diário máximo de 5 g de sal (1,7 g de sódio). Uma pessoa que consome a quantidade de sal máxima recomendada está ingerindo um número de íons sódio igual a

Dados:

Massa molar do Na = 23,0 g/mol

Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- a) $1,0 \cdot 10^{21}$.
b) $2,4 \cdot 10^{21}$.
c) $3,8 \cdot 10^{22}$.
x d) $4,4 \cdot 10^{22}$.
e) $6,0 \cdot 10^{23}$.
3. (FGV-SP) A imagem do rótulo de um refrigerante é apresentada a seguir:

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL 350 mL (1 LATA)		
QUANTIDADE POR EMBALAGEM		% VD (*)
VALOR ENERGÉTICO	0 kcal = 0 kJ	0
CARBOIDRATOS	0 g DOS QUAIS:	0
AÇÚCARES	0 g	..
SÓDIO	23 mg	1
"NÃO CONTÉM QUANTIDADE SIGNIFICATIVA DE PROTEÍNAS, GORDURAS TOTAIS, GORDURAS SATURADAS, GORDURAS TRANS E FIBRA ALIMENTAR"		

Reprodução/FGV-SP 2017.

* Valores diários de referência com base em uma dieta de 2000 kcal ou 8400 J. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas.

Considerando que a origem do sódio desse refrigerante é devida, unicamente, aos adoçantes e ao conservante, é correto afirmar que a soma total de fórmulas unitárias das substâncias adoçantes e do conservante contidos em uma lata do refrigerante descrito no texto é:

Dado: Constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- x a) $6,02 \cdot 10^{20}$.
b) $6,02 \cdot 10^{23}$.
c) $6,02 \cdot 10^{26}$.
d) $1,86 \cdot 10^{20}$.
e) $1,86 \cdot 10^{23}$.
4. (Puccamp-SP) No ateliê de um ourives, as joias são feitas de ouro 18 quilates, que consiste em uma liga contendo 75% de ouro + 25% de outros metais. Assim, uma aliança com 30 g dessa liga contém uma quantidade de ouro, em mol, de, aproximadamente,
Dado: Massa molar (g/mol) Au = 197
- x a) 0,01.
b) 0,02.
c) 0,03.
d) 0,04.
e) 0,05.

5. (UFRGS-RS) Em 2012, após décadas de pesquisas, cientistas anunciaram, na Suíça, terem detectado uma partícula compatível com o denominado bóson de Higgs, partícula que dá origem à massa. Essa partícula foi detectada no maior acelerador de partículas do mundo, o Large Hadron Collider (LHC), onde são realizadas experiências que consistem em acelerar, em direções opostas, feixes de prótons em velocidades próximas à da luz, fazendo-os colidirem entre si para provocar sua decomposição. Nos experimentos realizados no LHC, são injetados, no acelerador, feixes contendo cerca de 100 bilhões de prótons, obtidos da ruptura de átomos de hidrogênio. Para obter 100 bilhões de prótons, é necessária uma quantidade de átomos de hidrogênio de, aproximadamente,

- a) $6,02 \cdot 10^{11} \text{ mol}$.
b) $1,66 \cdot 10^5 \text{ mol}$.
c) $6,02 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$.
d) $3,01 \cdot 10^{-10} \text{ mol}$.
x e) $1,66 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$.
6. (Faceres-SP) Em um rótulo de sal *light*, há as seguintes informações nutricionais por porção: sódio 184,0 mg e potássio 249,6 mg. A quantidade total de cloro (em mol) ingerida por porção é de:
Dado: massas molares em g/mol: Na = 23,0 e K = 39,1.

- a) 0,0064 mol.
x b) 0,0144 mol.
c) 0,008 mol.
d) 0,0155 mol.
e) 0,0047 mol.
7. (UFRGS-RS) Por questões econômicas, a medalha de ouro não é 100% de ouro desde os jogos de 1912 em Estocolmo, e sua composição varia nas diferentes edições dos jogos olímpicos. Para os jogos olímpicos de 2016, no Rio de Janeiro, a composição das medalhas foi distribuída como apresenta o quadro abaixo.

Medalha	Composição em massa
Ouro	Prata (98,8%) e ouro (1,2%)
Prata	Prata (100%)
Bronze	Cobre (95%) e zinco (5%)

Considerando que as três medalhas tenham a mesma massa, assinale a alternativa que apresenta as medalhas em ordem crescente de número de átomos metálicos na sua composição.

- a) Medalha de bronze < medalha de ouro < medalha de prata.
- b) Medalha de bronze < medalha de prata < medalha de ouro.
- c) Medalha de prata < medalha de ouro < medalha de bronze.
- d) Medalha de prata < medalha de bronze < medalha de ouro.
- x e) Medalha de ouro < medalha de prata < medalha de bronze.**

8. A composição química do grão de milho não é constante, podendo variar de acordo com o solo onde foi cultivado. O ferro é um dos minerais encontrados em sua composição química, na proporção de 56 mg/kg de milho. Admita que uma espiga de milho tenha 125 grãos rigorosamente iguais entre si e pese 62,5 g. Quantos átomos de ferro uma galinha que come um grão de milho, depois de digerido, acrescenta ao seu organismo aproximadamente?

- x a) $3,0 \cdot 10^{17}$**
- b) $2,8 \cdot 10^{-5}$
- c) $3,0 \cdot 10^{23}$
- d) $1,5 \cdot 10^{17}$
- e) $2,0 \cdot 10^5$

9. (PUC-RS) Na cultura pop, Tony Stark, o Homem de Ferro, tem uma armadura feita de uma liga de titânio e ouro. Na vida real, um grupo de pesquisadores descobriu, em 2016, um composto de fórmula Ti_3Au com resistência mecânica quatro vezes maior do que o titânio puro. No entanto, a utilidade desse composto não está em possíveis armaduras para super-heróis, mas em próteses para serem implantadas no lugar de ossos quebrados, pois o material é biocompatível e apresenta baixo coeficiente de atrito.

Com base nas informações, é possível afirmar que, em uma prótese feita de 68 g desse material, há

- a) mais átomos de ouro do que de titânio.
- x b) maior massa de ouro do que de titânio.**
- c) cerca de 0,10 mol de ouro.
- d) átomos unidos por ligação iônica.
- e) 75% de titânio em massa.

Observe o remédio a seguir e sua composição para responder à questão seguinte.



VIA ORAL

USO PEDIÁTRICO E ADULTO

COMPOSIÇÃO

Cada 1 mL da suspensão oral, contém:

1ª Fosfato de cálcio	15 mg/mL
2ª Glicerofosfato de cálcio	16 mg/mL
3ª Cianocobalamina (vitamina B12)	0,001 mg/mL
4ª Calciferol (vitamina D)	0,025 mg/mL
5ª Fluoreto de sódio	0,05 mg/mL

Google imagens. Disponível em
<<http://www.drogariaprimus.com.br/calcitran-b12-150ml-p94362>> Acesso em: 20 abr. 2015 (Com adaptações).

10. (Ifsul-RS) Qual é a quantidade de matéria (em mol), aproximadamente, de "NaF" que será ingerida se um adulto consumir o conteúdo de remédio correspondente a três frascos ao longo de um mês?

- a) $225 \cdot 10^{-1}$
- x c) $55 \cdot 10^{-5}$**
- b) $75 \cdot 10^{-1}$
- d) $55 \cdot 10^{-3}$

11. (FGV-SP) Para atrair machos para o acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10^{-12} g de tal composto de fórmula $C_{19}H_{38}O$ devem estar presentes para que seja eficaz.

Quantas moléculas isso representa?

- x a) $2 \cdot 10^9$ moléculas.**
- b) $3 \cdot 10^9$ moléculas.
- c) 10^{10} moléculas.
- d) $4 \cdot 10^9$ moléculas.
- e) $8 \cdot 10^9$ moléculas.

12. [Cesgranrio-RJ] O efeito estufa é um fenômeno de graves consequências climáticas que se deve a altas concentrações de CO_2 no ar. Considere que, num dado período, uma indústria “contribuiu” para o efeito estufa, lançando 88 toneladas de CO_2 na atmosfera.

O número de moléculas de gás lançado no ar, naquele período, foi aproximadamente:

[C = 12, O = 16, $N_A = 6,02 \times 10^{23}$]

- ☒ a) 10^{30} .
- b) 10^{27} .
- c) 10^{26} .
- d) 10^{24} .
- e) 10^{23} .

13. [Vunesp-SP] Considere amostras de 1 g de cada uma das seguintes substâncias: eteno (C_2H_4), monóxido de carbono (CO) e nitrogênio (N_2). Essas três amostras

Dados: $\text{C}_2\text{H}_4 = 28 \text{ g/mol}$; $\text{CO} = 28 \text{ g/mol}$; $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$.

- ☒ a) apresentam a mesma quantidade, em mol, de moléculas.
- b) apresentam a mesma quantidade, em mol, de átomos.
- c) apresentam ligações covalentes polares.
- d) são de substâncias isômeras.
- e) são de substâncias simples.

14. [UFS-SE] $1,8 \cdot 10^{23}$ moléculas de uma substância A tem massa igual a 18,0 g. A massa molar de A, em g/mol, vale:

- ☒ a) 18,0.
- ☒ b) 60,0.
- c) 75,0.
- d) 90,0.
- e) 120.

15. Unidades Internacionais (UI) são utilizadas na área de saúde. Elas variam conforme a substância, pois não expressam massa ou volume, expressam potência ou capacidade daquele fármaco em exercer certa função. Assim, insulina, vitaminas e alguns antibióticos são medidos em UI. Para a vitamina D, 40 UI correspondem a 1 mcg de colecalciferol. Sabendo que a massa molecular do colecalciferol vale 385 u, determine o número, aproximado, de moléculas de vitamina D (colecalciferol) que um indivíduo que recebe 8 000 UI ao dia receberá ao longo de uma semana.

Dado: $1 \text{ mcg} = 10^{-6} \text{ g}$

16. Há legislações que determinam que seja estabelecido “nível de emergência” quando a concentração de CO atinja o valor de $4,6 \cdot 10^4$ microgramas ($1 \text{ micrograma} = 10^{-6} \text{ g}$) por metro cúbico de ar. Ao se estabelecer o “nível de emergência”, o número de moléculas presente em cada metro cúbico de ar é de, aproximadamente:

- a) 10.
- b) 10^{12} .
- c) 10^{17} .
- ☒ d) 10^{21} .
- e) 10^{23} .

17. Seguindo a orientação de seu médico, um paciente deve tomar, de 8 em 8 horas, um comprimido contendo 540 mg de ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$). Qual será o número de moléculas ingeridas dessa substância após 24 horas?

[Dado: Massa molar do ácido acetilsalicílico = 180 g/mol .]

18. A urina apresenta 95% de água e 5% de substâncias orgânicas dissolvidas. Em um litro de urina existem aproximadamente $2,4 \cdot 10^{23}$ moléculas de ureia [$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$] e o restante corresponde a sais, creatina, ácido úrico e amônia. Determine a massa aproximada, em gramas, existente em 1 L de urina. [Dado: massa molar da ureia = 60 g/mol]

19. Aproximações estatísticas apontam que, sempre que um copo de vidro é levado à boca, a língua humana consegue retirar dele oito unidades básicas de silício. Considerando que essa unidade básica seja o SiO_2 e que, em um dia, uma pessoa leve à boca o mesmo copo de vidro 100 vezes, calcule o tempo aproximado para que todo o copo seja “dissolvido”. Considere que o copo seja formado apenas por SiO_2 e sua massa seja de 180 g. [Dados: Massas molares (g/mol): Si = 28; O = 18.]

- a) $6,02 \cdot 10^{23}$ dias.
- b) $7,52 \cdot 10^{20}$ dias.
- c) $2,25 \cdot 10^{23}$ dias.
- d) $7,52 \cdot 10^{21}$ dias.
- ☒ e) $2,25 \cdot 10^{21}$ dias.

20. [UFC-CE] Um formigueiro é composto por 2 mil formigas. Cada formiga consome, por dia, 1 500 moléculas de açúcar, cada uma com três tipos de átomos, configurados na fórmula $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Quantos milhões de átomos são consumidos por essas formigas em 1 dia?

21. (UFG-GO) Um determinado volume de água foi colocado em um recipiente de formato cúbico e em seguida resfriado a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Após a mudança de estado físico, um analista determinou o número de moléculas presentes no cubo de água formado. Desprezando possíveis efeitos de compressão ou expansão e admitindo a aresta do cubo igual a 3 cm, o número de moléculas de água presentes no cubo será, aproximadamente, igual a:

Dados:

Densidade da água = 1 g/cm^3

Volume do cubo = aresta (a) = a^3

- a) $1 \cdot 10^{23}$.
 b) $3 \cdot 10^{23}$.
 c) $5 \cdot 10^{23}$.
 d) $7 \cdot 10^{23}$.
 X e) $9 \cdot 10^{23}$.
22. (Fuvest-SP) A grafite de um lápis tem quinze centímetros de comprimento e dois milímetros de espessura. Dentre os valores abaixo, o que mais se aproxima do número de átomos presentes nessa grafite é

Nota:

1) Assuma que a grafite é um cilindro circular reto, feito de grafite pura. A espessura da grafite é o diâmetro da base do cilindro.

2) Adote os valores aproximados de:

- $2,2\text{ g/cm}^3$ para a densidade da grafite;
- 12 g/mol para a massa molar do carbono;
- $6,0 \cdot 10^{23}$ para a constante de Avogadro.

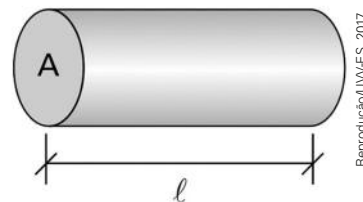
- a) $5 \cdot 10^{23}$.
 b) $1 \cdot 10^{23}$.
 X c) $5 \cdot 10^{22}$.

23. (UWV-ES)

Combinando técnicas tradicionais de metalurgia com a moderna nanotecnologia, engenheiros da Universidade Johns Hopkins (Estados Unidos) produziram uma forma de cobre metálico puro, que é seis vezes mais dura do que o normal, sem significativa perda de ductilidade. Esse cobre terá aplicações em dispositivos microeletromecânicos (MEMS), para os quais é mais difícil a produção de ligas que sejam suficientemente resistentes à corrosão. Dispositivos médicos também serão beneficiados, nos quais o metal puro é mais desejável do que ligas que possam expor o corpo humano a elementos tóxicos, metálicos ou não metálicos.

Disponível em www.inovacaotecnologica.com.br. Acesso em 03/08/2016.

A ductilidade é a propriedade de um material deformar-se, comprimir-se ou esticar-se sem se romper. Um fio de cobre possui 20 m de comprimento (ℓ) e área de seção transversal (A) de $1,0 \cdot 10^{-8}\text{ m}^2$.



Considere a densidade do cobre igual a 8890 kg/m^3 , massa molar igual a $63,5\text{ g/mol}$ e constante de Avogadro igual a $6,0 \cdot 10^{23}\text{ mol}^{-1}$. O número aproximado de átomos de cobre, nesse fio, será:

- a) $1,20 \cdot 10^{22}$.
 b) $1,20 \cdot 10^{23}$.
 c) $2,88 \cdot 10^{20}$.
 X d) $1,68 \cdot 10^{22}$.
 e) $1,88 \cdot 10^{23}$.
24. (UFRGS-RS) O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?
- a) 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br .
 X b) 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br .
 c) 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br .
 d) 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br .
 e) 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br .
25. (UFG-GO) A região metropolitana de Goiânia tem apresentado um aumento significativo do número de veículos de passeio. Estima-se que um veículo movido a gasolina emita 160 g de CO_2 a cada 1 km percorrido. Considerando o número de veículos licenciados, em 2008, igual a 800 000, como sendo o primeiro termo de uma progressão aritmética com razão igual a 50 000 e que a distância média percorrida anualmente por veículo seja igual a 10 000 km, conclui-se que a quantidade de CO_2 , em mols, emitida no ano de 2020, será, aproximadamente, igual a:
- a) $5 \cdot 10^6$.
 b) $3 \cdot 10^8$.
 X c) $5 \cdot 10^{10}$.
 d) $1 \cdot 10^{12}$.
 e) $1 \cdot 10^{14}$.

26. [Uerj] No solo da floresta amazônica, são encontradas partículas ricas em fósforo, trazidas pelos ventos, com velocidade constante de $0,1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ desde o deserto do Saara.

Admita que uma das partículas contenha 2,0% em massa de fósforo, o que equivale a $1,2 \cdot 10^{15}$ átomos desse elemento químico.

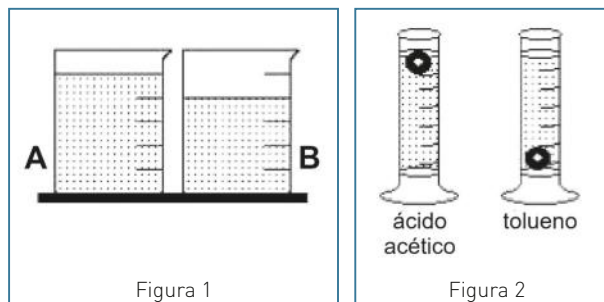
A energia cinética de uma dessas partículas, em joules, ao ser trazida pelos ventos, equivale a:

[Dado: $M_p = 31 \text{ g}$]

- a) $0,75 \cdot 10^{-10}$.
- ☒ b) $1,55 \cdot 10^{-11}$.
- c) $2,30 \cdot 10^{-12}$.
- d) $3,10 \cdot 10^{-13}$.

27. [PUC-SP] Dois béqueres idênticos estão esquematizados na figura 1. Um deles contém certa massa de ácido acético (ácido etanoico) e o outro, a mesma massa de tolueno (metilbenzeno). As densidades das duas substâncias foram avaliadas utilizando-se uma mesma bolinha como indicado na figura 2.

Dados: $M = 60 \text{ g/mol}$ (ácido acético) e $M = 92 \text{ g/mol}$ (tolueno)



Designando o número de moléculas presentes no frasco A por N_A e o número de moléculas presentes no frasco B por N_B , pode-se afirmar que o frasco que contém o ácido acético e a relação entre o número de moléculas contidas em cada frasco é, respectivamente,

- a) Frasco A, $N_A = N_B$.
 - b) Frasco A, $N_A < N_B$.
 - c) Frasco A, $N_A > N_B$.
 - d) Frasco B, $N_A = N_B$.
 - ☒ e) Frasco B, $N_A < N_B$.
28. [UFRGS-RS] A tabela a seguir contém alguns dados sobre as substâncias ácido acetilsalicílico, paracetamol e dipirona sódica, utilizadas como fármacos analgésicos.

Substância	Fórmula	Massa Molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Ácido acetilsalicílico	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	180
Paracetamol	$\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$	151
Dipirona sódica	$\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{O}_4\text{N}_3\text{SNa}$	333

Levando em conta três amostras que contêm, cada uma, 10 g de uma dessas substâncias puras, considere as afirmações, abaixo, sobre elas.

- I. A amostra de paracetamol apresentará o maior número de mols de substância.
- II. A amostra de dipirona apresentará a maior massa de oxigênio.
- III. As amostras de ácido acetilsalicílico e de dipirona apresentarão o mesmo número de mols de átomos de oxigênio.

Quais estão corretas?

- ☒ a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

29. [Unifesp-SP] A nanotecnologia é a tecnologia em escala nanométrica ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$). A aplicação da nanotecnologia é bastante vasta: medicamentos programados para atingir um determinado alvo, janelas autolimpantes que dispensam o uso de produtos de limpeza, tecidos com capacidade para suportar condições extremas de temperatura e impacto são alguns exemplos de projetos de pesquisas que recebem vultosos investimentos no mundo inteiro. Vidro autolimpante é aquele que recebe uma camada ultrafina de dióxido de titânio.

Essa camada é aplicada na última etapa de sua fabricação.

A espessura de uma camada ultrafina constituída somente por TiO_2 uniformemente distribuído, depositada em uma janela de dimensões $50 \text{ cm} \times 100 \text{ cm}$, que contém $6 \cdot 10^{20}$ átomos de titânio é igual a:

[Dados: massa molar $\text{TiO}_2 = 80 \text{ g/mol}$; densidade $\text{TiO}_2 = 4 \text{ g/cm}^3$; constante de Avogadro $= 6 \cdot 10^{23}$]

- a) 4 nm.
- ☒ c) 40 nm.
- e) 100 nm.
- b) 10 nm.
- d) 80 nm.

Gases

UNIDADE

9

Na imagem de abertura desta unidade temos um piloto de caça, um profissional altamente treinado para pilotar jatos de combate aéreo. Nela, é possível observar o uso de uma indumentária específica, bem diferente da utilizada pelos pilotos de aviação comercial, responsáveis por transportar diversos passageiros por longas distâncias, para os mais diferentes destinos.

Por que o piloto de caça deve usar uma máscara especial e o piloto de avião comercial não? Qual é a função da máscara utilizada pelo piloto de caça?

razorbeam/Shutterstock



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Teoria cinética dos gases.
- Variáveis de estado.
- Transformações gasosas.
- Equação geral dos gases.
- Equação de estado.
- Misturas gasosas.
- Densidade.

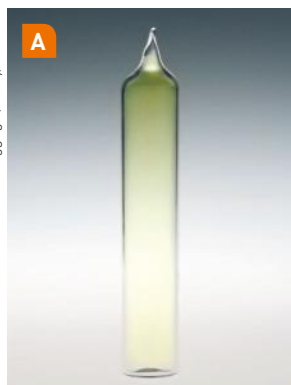
Gases e suas transformações

// O ar atmosférico é uma mistura incolor de gases. Apesar de não o enxergarmos, podemos senti-lo em contato com a pele quando ficamos expostos ao vento ou à brisa na praia.



Antonio Guillerm/Shutterstock

Phil Degginger/Alamy/Fotoarena



B



E.R. Degginger/Alamy/Fotoarena

// O gás cloro (Cl_2), esverdeado, (A), e o gás NO_2 , castanho, (B), são exemplos de gases coloridos.

Você talvez não perceba, mas já tem um bom conhecimento a respeito do comportamento dos gases. O ar que respiramos é uma mistura de diversos gases; ele nos envolve o tempo todo. Bombas de encher pneus de bicicletas e automóveis utilizam gases; amortecedores de veículos proporcionam amortecimento suave utilizando colchões de ar.

O ar é também um meio através do qual a energia e a matéria são transportadas. Você precisa de ar para ouvir a voz de seus amigos, ouvir música ou as ondas quebrando na praia. A fragrância do perfume ou o cheiro desagradável se espalha rapidamente através do ar, da fonte do odor até o seu nariz.

Apesar de sentirmos a presença do ar ao redor, não podemos enxergá-lo, pois os componentes do ar atmosférico são incolores. Existem gases coloridos, como o gás cloro, que é esverdeado, e o dióxido de nitrogênio, um dos poluentes atmosféricos, que é marrom-avermelhado (castanho). Você pode ver a cor desses gases, mas não pode ver as partículas que os compõem. Mas, então, como os cientistas estudam os gases? É isso que vamos ver.

Características gerais dos gases (teoria cinética dos gases)

A maioria dos gases são compostos moleculares, com exceção dos gases nobres, que são formados por átomos isolados.

Você já sabe que as partículas constituintes de um gás encontram-se muito afastadas umas das outras; praticamente não ocorre interação entre elas, que possuem, assim, um alto grau de liberdade. Dessa forma, movimentam-se de maneira contínua e desordenada em todas as direções e sentidos, chocando-se constante e uniformemente contra as paredes internas do recipiente em que o gás está contido. A força de interação entre suas moléculas é desprezível, assim como o volume ocupado por elas.

Chamamos **gás ideal** ou **gás perfeito** qualquer gás que apresente as características descritas acima. Contudo, na realidade, isso em geral não ocorre com a maioria dos gases devido a interações entre suas moléculas, eles são denominados **gases reais**. Há, porém, aqueles gases que, a altas temperaturas e baixas pressões, se assemelham, em seu comportamento, aos gases perfeitos.

Várias dessas informações já foram apresentadas neste livro. Se considerar necessário, retome-as, em especial nos capítulos 3, 5 e 16.

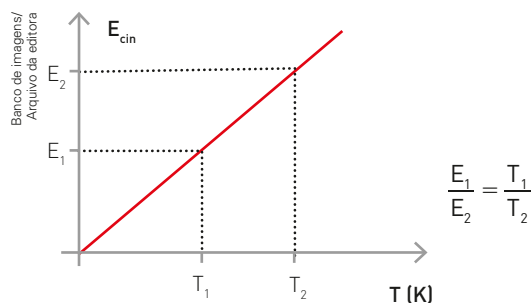
Para nossos estudos, consideraremos todo gás como ideal, exceto indicação em contrário.

Como você já viu, também, quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, ela exerce certa força por unidade de área. A essa relação denominamos pressão, que é diretamente proporcional ao número de choques por unidade de área.

A pressão exercida por um gás contido em um frasco fechado é proporcional ao número de choques de suas moléculas contra as paredes do recipiente. Ao aquecermos o gás contido no frasco, suas moléculas irão se movimentar com maior velocidade, isto é, ocorrerá um aumento de sua energia cinética (E_{cin}) média. Dessa forma, a energia cinética média das moléculas do gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta, cuja unidade é dada em Kelvin (K), escala do SI para temperaturas.

$$E_{\text{cin}} = kT, \text{ em que } k \text{ é uma constante e } T \text{ é a temperatura na escala absoluta.}$$

Veja o gráfico abaixo:



Podemos também relacionar a energia cinética das moléculas com a velocidade.

$$E_{\text{cin}} = \frac{m \cdot v^2}{2}, \text{ em que } \begin{cases} m = \text{massa} \\ v = \text{velocidade} \end{cases}$$

A cada temperatura está relacionada uma única energia cinética e uma única velocidade média das moléculas.

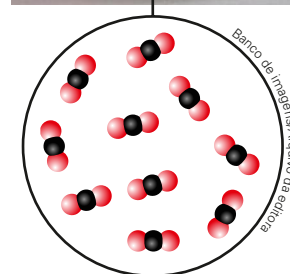
$$\left. \begin{aligned} T_1 = E_1 &= \frac{m \cdot v_1^2}{2} \\ T_2 = E_2 &= \frac{m \cdot v_2^2}{2} \end{aligned} \right\} \frac{T_1}{T_2} = \frac{E_1}{E_2} = \frac{v_1^2}{v_2^2}$$



Como você estudou anteriormente, o estado gasoso é um dos estados físicos da matéria. Apesar de sabermos que os gases existem, por que não conseguimos enxergá-los?



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// Representação de moléculas de gás carbônico, um gás real.



CORES FANTASIA



AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

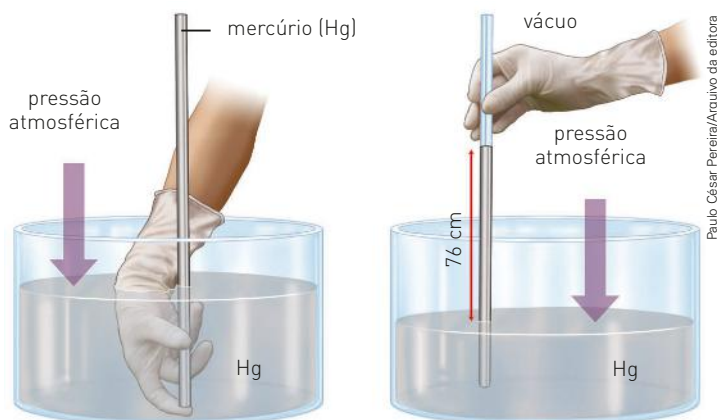


// Das contribuições de Torricelli à ciência, provavelmente a mais importante tenha sido a invenção do barômetro, aparelho que permite a medida da pressão atmosférica. Além de aperfeiçoar o telescópio, ele também construiu um dos primeiros microscópios.

Pressão atmosférica

Até meados do século XVIII, o único gás conhecido era o ar atmosférico, que hoje sabemos ser, na verdade, uma mistura de gases. A Terra está envolvida por uma camada de ar, com uma espessura aproximada de 800 km, que exerce pressão sobre os corpos: a pressão atmosférica.

A pressão atmosférica pode ser determinada com o auxílio de um tubo de vidro contendo mercúrio. O primeiro cientista a determinar o valor da pressão atmosférica, ao nível do mar, foi o físico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647), que realizou em 1643 o seguinte experimento: ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é maior, Torricelli inverteu um tubo de vidro de 1 m de comprimento, completamente preenchido por mercúrio (Hg), em uma cuba contendo o mesmo líquido. Ele verificou que o nível do mercúrio no interior do tubo diminuiu até se estabilizar em 76 cm.



// A pressão exercida por uma coluna de 76 cm de mercúrio equilibra a pressão exercida pela atmosfera ao nível do mar.

Assim, concluímos que, ao nível do mar, a pressão exercida por uma coluna de mercúrio, cuja altura é de 76 cm, equivale à pressão de uma atmosfera e é chamada de pressão atmosférica normal.

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg}$$

Em homenagem a Torricelli, 1 mmHg passou a ser chamado de 1 torricelli (torr).

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

No Sistema Internacional (SI), a unidade-padrão é o pascal (Pa), que se relaciona com a unidade atmosfera na seguinte proporção:

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} \quad \text{ou} \quad 1 \text{ atm} \approx 100 \text{ kPa} = 1 \text{ bar}$$

Unidades de pressão			
atm	cmHg	mmHg	torr
1	76	760	760

A atmosfera terrestre, de Mario Tolentino, Romeu C. Rocha-Filho e Roberto Ribeiro da Silva. Editora Moderna.

Os autores nos apresentam a atmosfera de um ponto de vista multidisciplinar, oferecendo uma visão ampla e integrada de sua importância para a vida e para o planeta Terra.

A medida da pressão pode ser feita com outros líquidos além do mercúrio, como a água. Há, no entanto, um inconveniente no uso da água para medir a pressão atmosférica: a coluna de vidro necessária deveria apresentar uma altura muito maior, o que dificultaria a realização da experiência.

A expressão que permite calcular a altura (h) das colunas é:

$$P = d \cdot g \cdot h$$

em que:

d = densidade do líquido;

g = aceleração da gravidade;

h = altura da coluna.

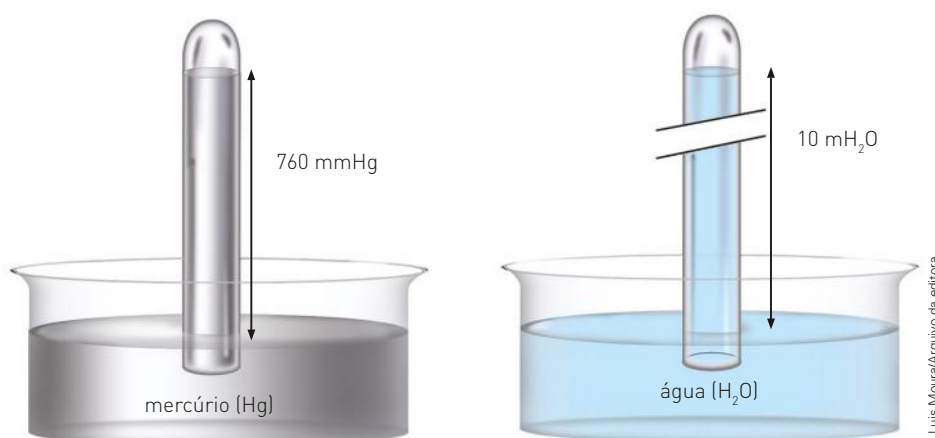
Para a determinação da pressão atmosférica (P_{atm}) utilizando mercúrio e água, temos:

$$\begin{array}{c} \text{mercúrio} \\ P_{\text{atm}} = 13,6 \cdot \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot g \cdot h \end{array}$$

$$\begin{array}{c} \text{água} \\ P_{\text{atm}} = 1,0 \cdot \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot g \cdot h \end{array}$$

Para uma mesma pressão, como a densidade da água é menor, a altura (h) deverá ser maior.

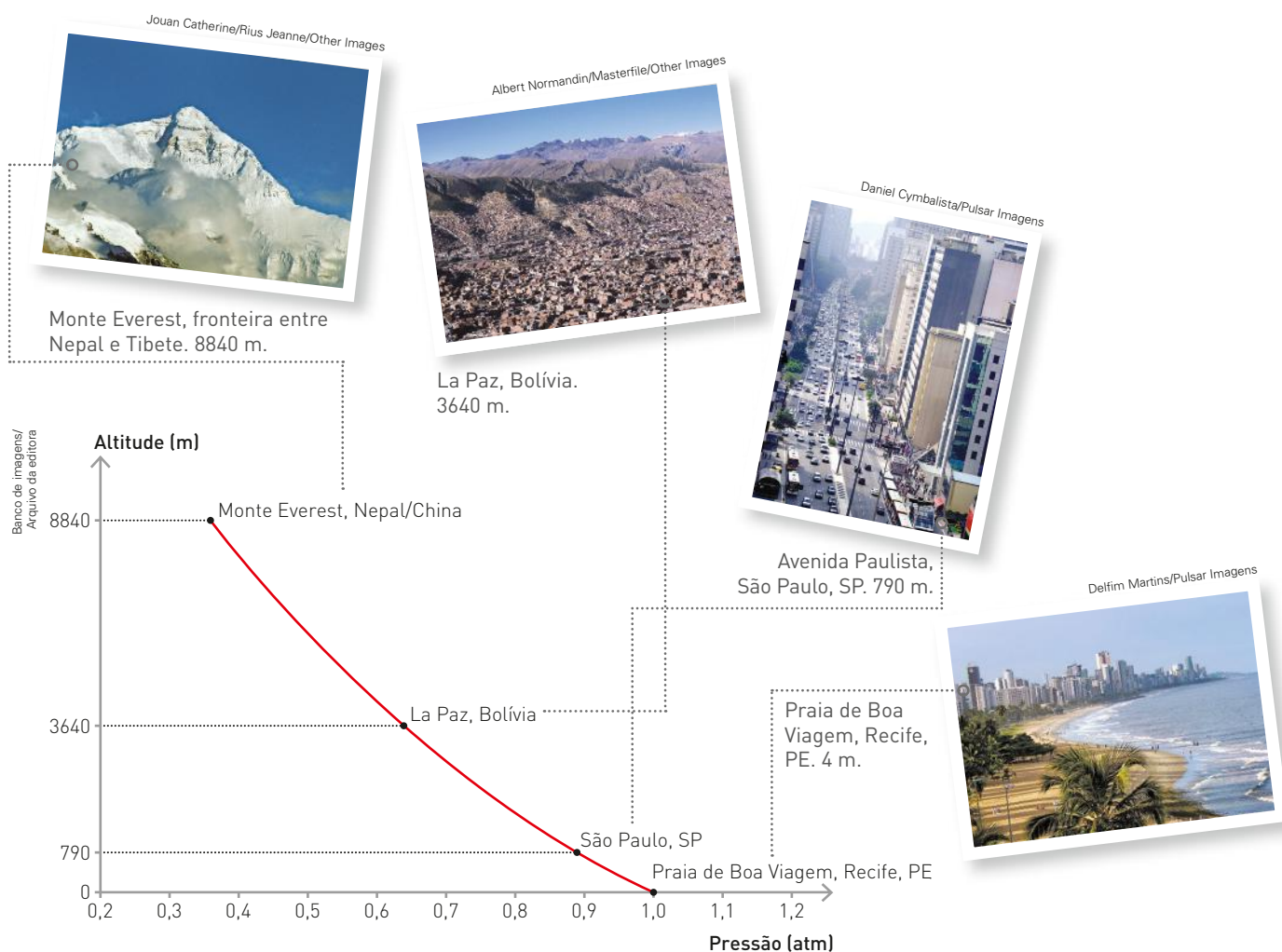
- Altura da coluna de mercúrio (Hg) sob pressão de 1 atm = 76 cm = 0,76 m.
- Altura da coluna de água sob pressão de 1 atm = 10 m.



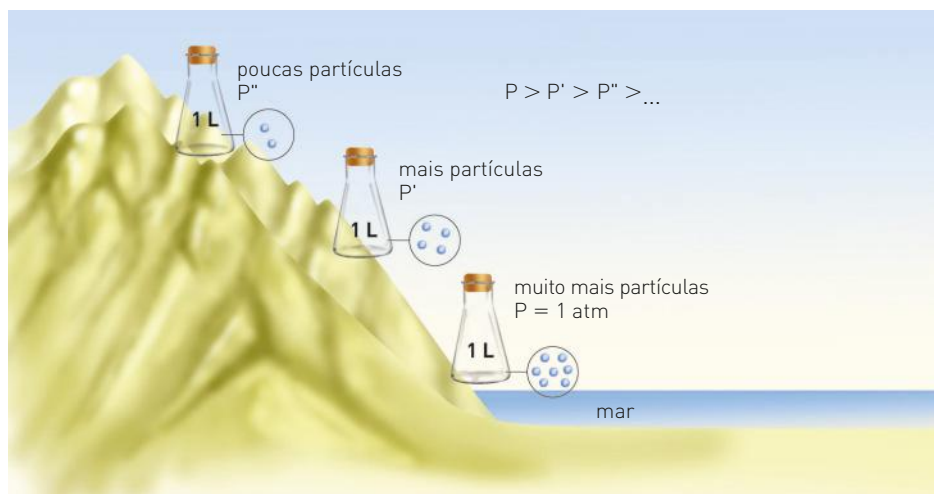
// Comparação entre colunas de mercúrio e de água.

Outro inconveniente no uso da água é que, por ser um líquido mais volátil que o mercúrio, ela sofre vaporização, originando vapores de água, que exercem pressão sobre a coluna do líquido e provocam, assim, uma imprecisão na medida da pressão atmosférica.

A pressão atmosférica varia de acordo com a altitude. Em regiões de grande altitude, há menor quantidade de partículas do ar por unidade de volume, portanto a pressão também é menor.



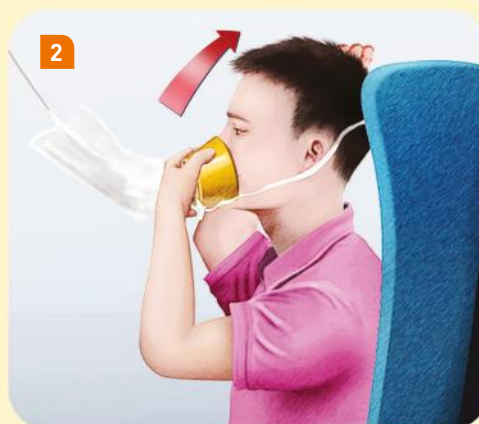
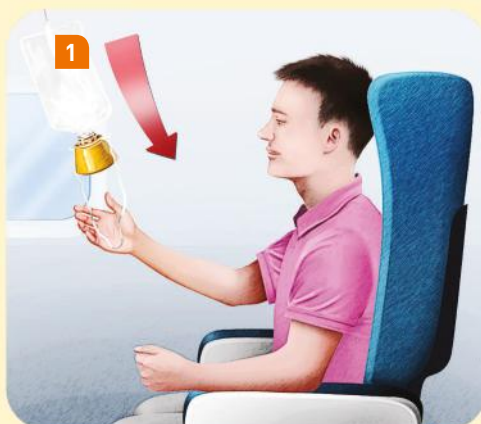
// Em diferentes altitudes, a pressão atmosférica apresenta diferentes valores.



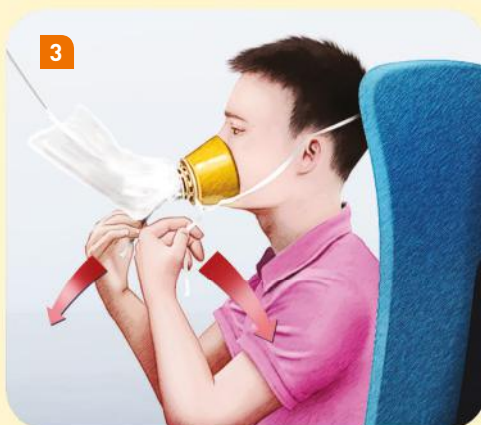
// A diminuição do número de partículas do ar em grandes altitudes pode causar desconforto para pessoas desacostumadas a essa condição. O símbolo **atm** refere-se à unidade de pressão **atmosfera**.



Em viagens de avião, normas e procedimentos específicos são informados aos passageiros para serem colocados em prática caso ocorram imprevistos e/ou acidentes. Uma dessas informações refere-se à despressurização da cabine. Caso a cabine seja despressurizada, a sequência correta de passos a seguir está ilustrada na imagem abaixo.



Lápis 13B/Arquivo da editora



O que significa a cabine do avião ser pressurizada?

Por que na sequência de passos o adulto deve colocar a máscara de oxigênio primeiro em si e somente depois na criança?

Caso essa sequência de procedimentos fosse invertida, qual seria uma possível consequência?

Diferença entre gás e vapor

Uma mesma substância apresenta características diferentes no estado de vapor e no estado gasoso.

Vapor: matéria no estado gasoso, quando ela é capaz de existir em equilíbrio com o líquido ou com o sólido correspondente, podendo sofrer liquefação por uma simples diminuição de temperatura ou aumento de pressão. Exemplo: vapor de água.

Gás: estado fluido da matéria, impossível de ser liquefeito só por um aumento de pressão ou só por uma diminuição de temperatura, o que o diferencia do vapor. Exemplo: gás hidrogênio.

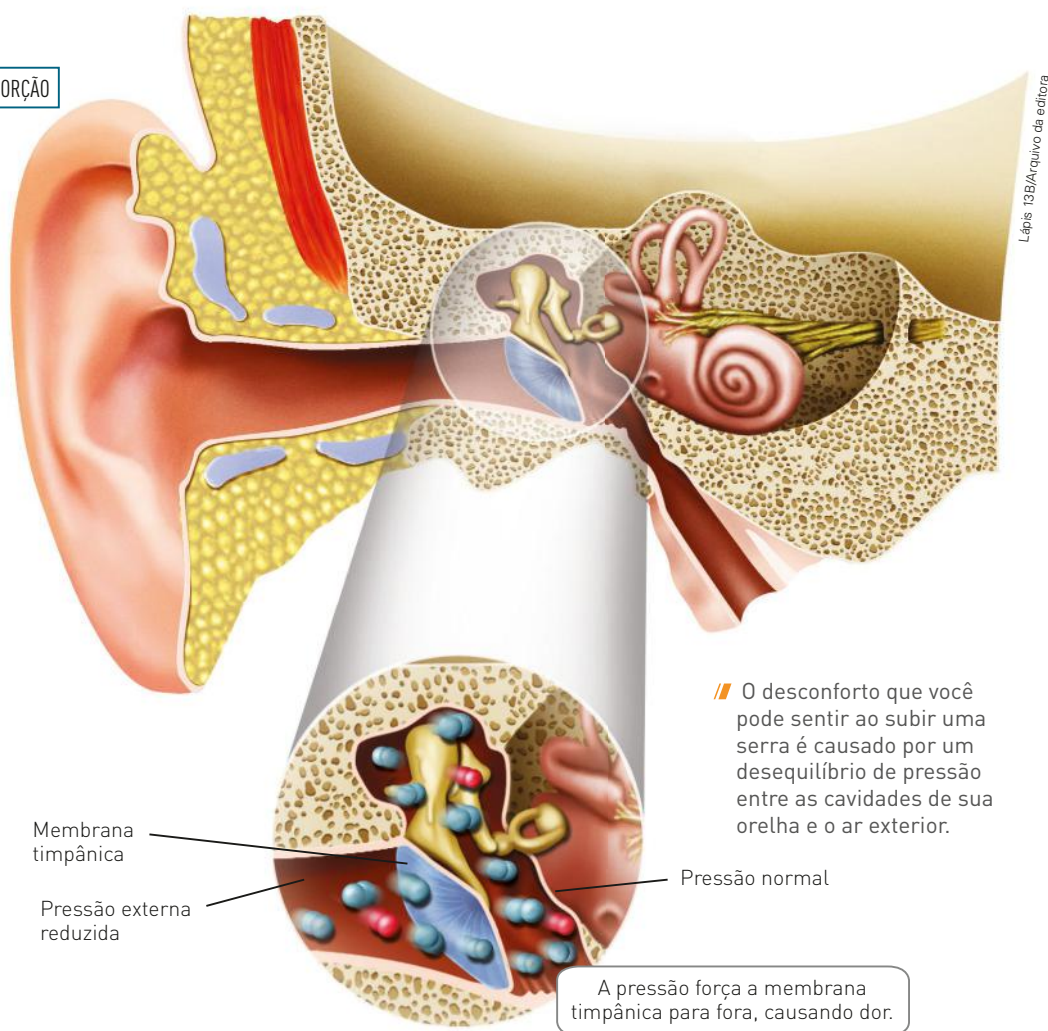
Quando estudamos um gás, devemos medir e estabelecer relações entre as seguintes grandezas: pressão (P); volume (V); temperatura (T) e quantidade de matéria, que é indicada pelo número de mol (n).

Por que sentimos a orelha “entupir”?

A sensação de a orelha “entupir”, provocando uma diminuição da sensibilidade auditiva, é denominada **autofonia**. A autofonia pode apresentar diversas causas, no entanto, a mais comum delas é a diferença de altitude. O fenômeno é provocado por uma momentânea diferença de pressão entre as regiões internas e externas à orelha. Ao subirmos a serra em uma viagem de carro, por exemplo, podemos sentir o entupimento da orelha ou até mesmo dores, isso ocorre principalmente, pois, em maiores altitudes, temos a diminuição da pressão atmosférica (pressão externa), ao passo que a pressão interna das orelhas permanece a mesma. A maior pressão interna força a membrana timpânica em direção ao exterior, podendo provocar uma forte sensação de dor. Com o tempo a porção extra de ar na região interna das orelhas acaba escapando, equilibrando as pressões e eliminando a autofonia. Uma maneira de ajudar o reequilíbrio das pressões é engolir saliva, beber líquidos, mascar chicletes ou ainda bocejar.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Fontes: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 196;

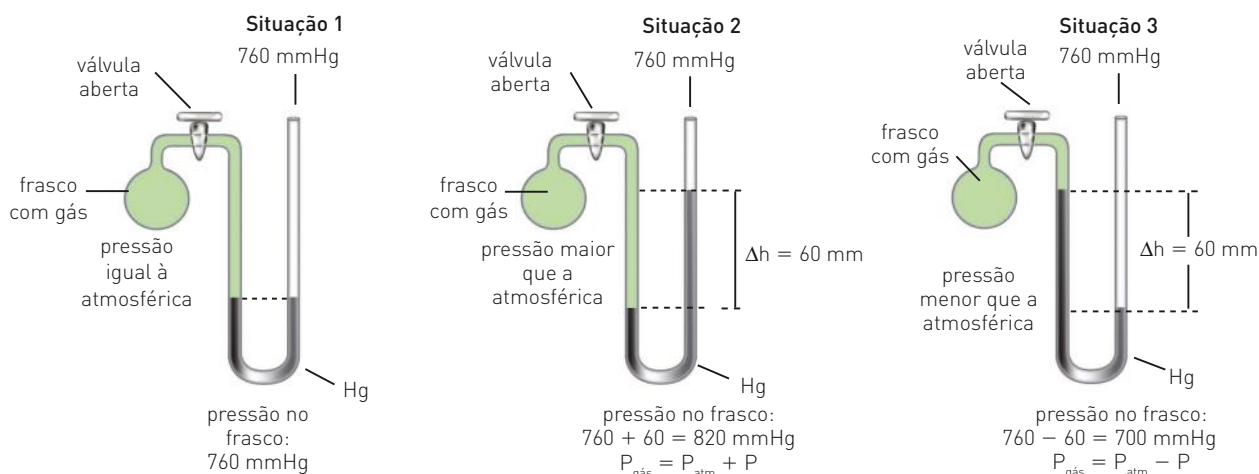
Disponível em: <<http://www.aparelhoauditivo.com/por-que-o-ouvido-entope-na-serra/>>. Acesso em: 19 jan. 2018.

Variáveis de estado dos gases

Pressão

No estado gasoso, o movimento das partículas é contínuo e desordenado, com choques constantes contra as paredes internas do recipiente. Quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, exerce certa força por unidade de área. Essa relação é denominada pressão, e é diretamente proporcional ao número de choques por unidade de área.

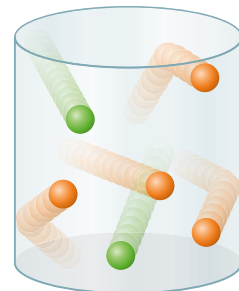
Para determinar a pressão de um gás contido em um recipiente fechado, é utilizado um aparelho chamado manômetro. O manômetro é constituído basicamente por um tubo em forma de “U”, contendo mercúrio (Hg). Quando ambas as extremidades do tubo estão abertas, o nível de mercúrio é o mesmo nos dois ramos, pois sobre eles atua a mesma pressão. Acoplando a uma das extremidades do tubo um frasco contendo um gás qualquer, podemos observar três situações, representadas abaixo.



$P = \Delta h$ da coluna de mercúrio

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Luís Moura/Arquivo da editora

Modelo do comportamento das partículas de um gás contido em um recipiente.

Luís Moura/Arquivo da editora

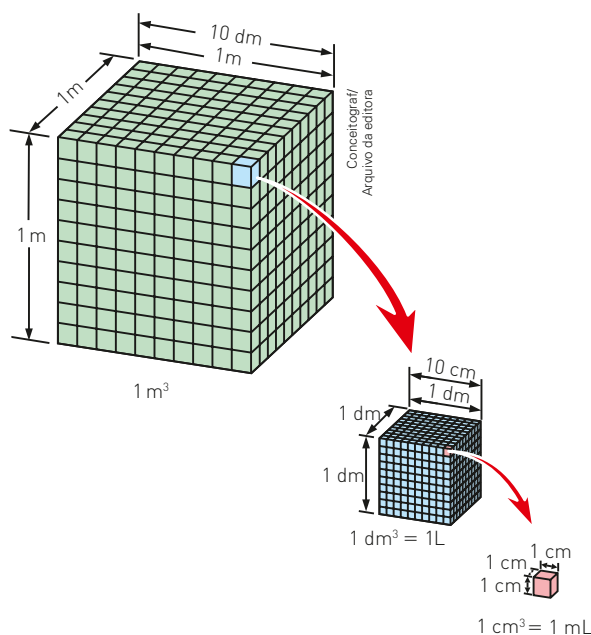
Volume

Para trabalhar com um gás, deve-se utilizar frascos fechados, por motivos óbvios. Mesmo em pequenas quantidades, ele ocupa totalmente o volume do recipiente que o contém, por maior que seja esse recipiente. Isso significa que, em qualquer situação, o volume do gás é o volume do recipiente que o contém.

Os volumes dos gases podem ser expressos em várias unidades relacionadas entre si. No Sistema Internacional, a unidade-padrão de volume é o metro cúbico (m^3).

No entanto, a unidade mais usada em Química é o litro (L).

$$\begin{aligned} 1 \text{ m}^3 &= 1000 \text{ dm}^3 \text{ ou } 1000 \text{ L} \\ 1 \text{ dm}^3 &= 1 \text{ L} \\ 1 \text{ L} &= 1000 \text{ cm}^3 \text{ ou } 1000 \text{ mL} \end{aligned}$$



Conceitograf/Arquivo da editora

A conversão da temperatura de Celsius para Kelvin é dada pela expressão:

5. Quando colocamos um canudo em um copo com líquido, a pressão dentro e fora do canudo é a mesma (pressão atmosférica). Por isso, o nível de líquido dentro e fora do canudo é o mesmo. Com base nessas informações, responda:



Jeanne Gilchris/Dorling Kindersley/Getty Images

- a) O que acontece com a pressão dentro e fora do canudo quando uma pessoa inspira o ar do canudo, como faz a menina da fotografia?
b) Nessa situação, por que o líquido sobe?
c) O líquido foi “puxado” ou “empurrado”? Justifique.

6. Pesquise em bibliotecas ou na Internet quais os instrumentos mais apropriados para medir:

- a) o volume de 5 mL de uma base;
b) a temperatura do corpo humano;
c) a acidez do suco de laranja;
d) o gás oxigênio contido em um cilindro de gás;
e) o comprimento lateral deste livro;
f) a densidade de um sólido.

7. Transforme as pressões:

- a) 1 520 mmHg para atm.
b) 0,5 atm para mmHg.
c) 1,5 atm para kPa.
d) 4,0 bar para atm.
e) 0,2 bar para mmHg.
f) 152 mmHg para kPa.

8. As pressões:

$$P_1 = \frac{1}{4} \text{ atm.}$$

$$P_2 = 0,75 \text{ atm.}$$

$$P_3 = 0,5 \cdot 10^5 \text{ Pa.}$$

Quando expressas em mmHg, correspondem respectivamente a:

- a) 570, 380 e 190. d) 190, 380 e 570.
b) 570, 190 e 380. **x** e) 190, 570 e 380.
c) 380, 570 e 190.

9. Transforme os volumes em litros (L):

- a) 1 dm³. c) 200 cm³.
b) 100 mL. d) 3,0 m³.

10. Coloque em ordem crescente as seguintes medidas de volume: 100 L, 1 m³, 1 000 mL, 500 cm³ e 10 dm³.

11. Os volumes $V_1 = 5 \text{ m}^3$; $V_2 = 2 \text{ dm}^3$; $V_3 = 200 \text{ mL}$ e $V_4 = 500 \text{ cm}^3$, quando expressos em litros, correspondem respectivamente a:

- a) 5; 2; 200 e 0,5.
b) 50; 20; 0,2 e 500.
x c) 5 000; 2; 0,2 e 0,5.
d) 5 000; 20; 2 e 5.
e) 50; 200; 2 e 0,5.

12. Transforme as temperaturas:

- a) 27 °C em Kelvin (K).
b) 500 K em Celsius (°C).
c) 127 °C em Kelvin (K).
d) 273 °C em Kelvin (K).

13. As temperaturas -23 °C e -73 °C , quando expressas em kelvin (K), correspondem respectivamente a:

- x** a) 250 e 200. d) 296 e 200.
b) 250 e 300. e) 296 e 346.
c) 250 e 400.

14. A temperatura de 27 °C corresponde a X kelvin (K) enquanto a temperatura de 500 K corresponde a Y graus Celsius (°C). Os valores de X e Y são respectivamente:

- a) 300 K e 273 °C.
x b) 300 K e 227 °C.
c) 300 K e 773 °C.
d) 327 K e 227 °C.
e) 327 K e 773 °C.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Considere as afirmações a seguir sobre as substâncias químicas no estado gasoso.

- I. Apresentam partículas afastadas.
II. O movimento de suas partículas é ordenado.
III. Ocupam o volume total do recipiente em que se encontram.
IV. O aumento da temperatura provoca o aumento da energia cinética média de suas partículas.

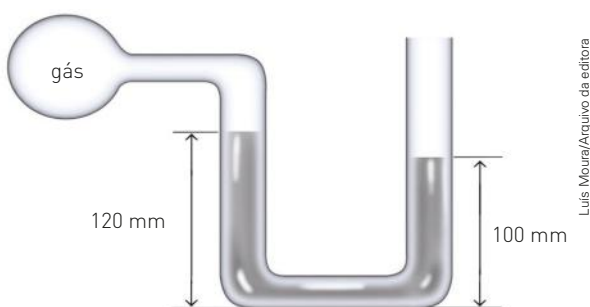
São corretas as afirmativas:

- a) Todas. b) I e IV. c) I e III. d) I, II e IV. **x** e) I, III e IV.

2. (UFPI) Algumas canetas esferográficas têm um pequeno orifício no seu corpo principal. Indique a opção que indica o propósito desse orifício:

- a) permitir a entrada de oxigênio que reage com a tinta.
- b) impedir que a caneta estoure por excesso de pressão interna.
- c) permitir a vazão de excesso de tinta.
- d) evitar acúmulo de gases tóxicos no interior da caneta.
- ☒ e) equilibrar a pressão à proporção que a tinta é usada.

3. (UFU-MG) Na figura a seguir, a altura do mercúrio no braço direito aberto à pressão atmosférica (760 mmHg) é de 100 mm e a altura no braço esquerdo é de 120 mm. A pressão do gás no bulbo é:



- a) 780 mmHg.
 - b) 640 mmHg.
 - ☒ c) 740 mmHg.
 - d) 20 mmHg.
4. Costuma-se chamar de pressão atmosférica a pressão que o ar atmosférico (uma mistura gasosa) exerce em um dado local. Essa pressão depende principalmente da altitude. Considere a tabela a seguir que mostra as pressões atmosféricas em alguns locais do Brasil.

Local	Pressão atmosférica
João Pessoa (PB)	1 atm
São Paulo (SP)	0,92 atm
Itatiaia (RJ)	0,80 atm
Pico da Neblina (AM)	0,70 atm

- a) Pela análise da tabela acima, e usando seus conhecimentos da geografia desses locais, qual a relação entre a altitude e a pressão atmosférica?
- b) Qual das cidades citadas se encontra ao nível do mar? Qual o valor da pressão atmosférica nesse local?
- c) Considerando que a pressão de 1 atm equivale a 760 mmHg, qual a pressão atmosférica de Itatiaia expressa em mmHg?

5. (Enem) A adaptação dos integrantes da seleção brasileira de futebol à altitude de La Paz foi muito comentada em 1995, por ocasião de um torneio, como pode ser lido no texto abaixo.

A seleção brasileira embarca hoje para La Paz, capital da Bolívia, situada a 3 700 metros de altitude, onde disputará o torneio Interamérica. A adaptação deverá ocorrer em um prazo de 10 dias, aproximadamente. O organismo humano, em altitudes elevadas, necessita desse tempo para se adaptar, evitando-se, assim, risco de um colapso circulatório.

(Adaptado da revista *Placar*, fev. 1995.)

A adaptação da equipe foi necessária principalmente porque a atmosfera de La Paz, quando comparada à das cidades brasileiras, apresenta:

- ☒ a) menor pressão e menor concentração de oxigênio.
- b) maior pressão e maior quantidade de oxigênio.
- c) maior pressão e maior concentração de gás carbônico.
- d) menor pressão e maior temperatura.
- e) maior pressão e menor temperatura.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFSE) De acordo com a Teoria Cinética Molecular dos Gases:

- I. Estes são constituídos por pequenas partículas denominadas moléculas.
- II. As partículas que os constituem são separadas, umas das outras, por distâncias, na média, muito maiores do que o tamanho das moléculas.
- III. As forças de atração e repulsão entre as partículas são iguais a zero.

IV. As partículas (moléculas) estão em contínuo movimento, caótico em relação à direção e à rapidez.

Para o vapor de água, um gás real, aplicam-se as afirmações:

- a) I, II, III e IV.
- ☒ b) I, II e IV somente.
- c) I, III e IV somente.
- d) II e III somente.
- e) III e IV somente.

2. (UFC-CE) “Ar em tubulação faz conta de água disparar” (*Folha de S. Paulo*, 27 de agosto de 2001). Esse fenômeno ocorre porque o ar ocupa rapidamente os espaços vazios nas tubulações de água. Quando o fornecimento é regularizado, a água empurra a solução gasosa acumulada nas tubulações fazendo o hidrômetro girar rapidamente. Sabendo que há uma pressão moderada na tubulação, analise as afirmativas I, II e III e assinale a alternativa correta.

I. O ar é constituído de uma solução gasosa real, cujos componentes experimentam interações de atração que o tornam mais denso, se comparado a uma mistura ideal de mesma composição.

II. O ar ocupa rapidamente os espaços vazios nas tubulações devido a sua elevada densidade, uma vez que se trata de uma mistura heterogênea.

III. Deve-se esperar uma redução na velocidade de rotação do hidrômetro em dias frios.

a) Somente I e II são verdadeiras.

b) Somente II é verdadeira.

c) Somente III é verdadeira.

☒ d) Somente I e III são verdadeiras.

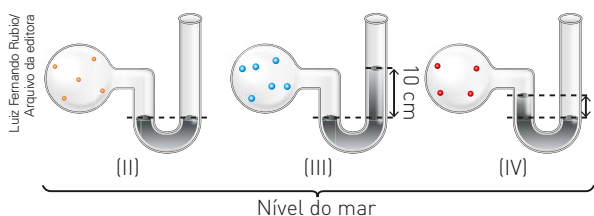
e) Somente II e III são verdadeiras.

3. O gás hélio pode ser comercializado em cilindros como o ilustrado na figura. Um cilindro como esse foi utilizado para encher balões em uma festa na cidade de Santos, litoral sul de São Paulo. Depois de encher muitos balões, o gás parou de sair do cilindro. Admitindo a temperatura constante, qual será o volume e a pressão exercidos pelo gás que resta no interior do cilindro quando ele deixa de sair?



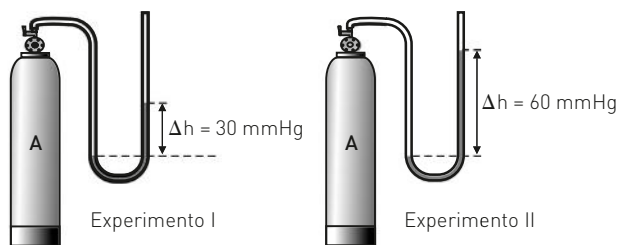
Simon Bruntell/Alamy/Fotoarena

4. No laboratório, para determinar a pressão de substâncias gasosas no interior de frascos, podemos utilizar um tubo em U contendo mercúrio acoplado ao frasco (figuras II, III e IV).



Indique quais são as pressões que esses gases exercem nos frascos II, III e IV, na unidade **mmHg**.

5. Considere o esquema abaixo. Sabendo-se que existe uma mesma quantidade de gás nos botijões, a uma temperatura constante, responda:



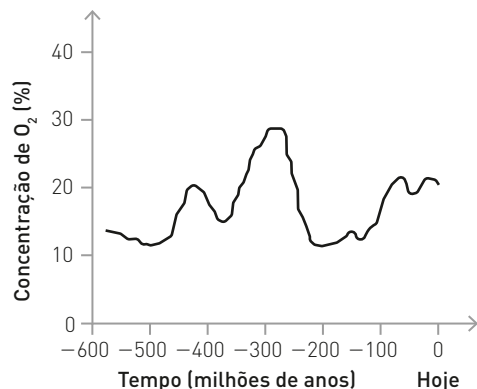
Banco de imagens/Arquivo da editora

a) Os dois experimentos foram realizados no mesmo local?

b) Em qual experimento a pressão atmosférica é maior?

c) Se no experimento I a pressão atmosférica é 760 mmHg, qual deve ser essa pressão no experimento II?

6. (Enem) Pesquisas recentes estimam o seguinte perfil da concentração de oxigênio (O_2) atmosférico ao longo da história evolutiva da Terra:



Reprodução/Arquivo da editora

No período Carbonífero, entre aproximadamente 350 e 300 milhões de anos, houve uma ampla ocorrência de animais gigantes, como insetos voadores de 45 centímetros e anfíbios de até 2 metros de comprimento. No entanto, grande parte da vida na Terra foi extinta há cerca de 250 milhões de anos, durante o período Permiano.

Sabendo-se que o O_2 é um gás extremamente importante para os processos de obtenção de energia em sistemas biológicos, conclui-se que:

a) a concentração de nitrogênio atmosférico se manteve constante nos últimos 400 milhões de anos, possibilitando o surgimento de animais gigantes.

b) a produção de energia dos organismos fotossintéticos causou a extinção em massa no período Permiano por aumentar a concentração de oxigênio atmosférico.

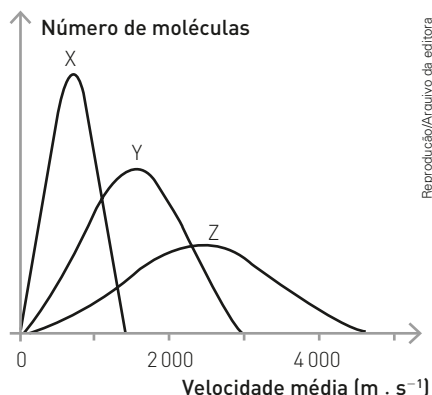
- x c)** o surgimento de animais gigantes pode ser explicado pelo aumento de concentração de oxigênio atmosférico, o que possibilitou uma maior absorção de oxigênio por esses animais.
- d)** o aumento da concentração de gás carbônico (CO_2) atmosférico no período Carbonífero causou mutações que permitiram o aparecimento de animais gigantes.
- e)** a redução da concentração de oxigênio atmosférico no período Permiano permitiu um aumento da biodiversidade terrestre por meio da indução de processos de obtenção de energia.

7. (UFC-CE)

- a)** Preencha as lacunas a seguir com as palavras corretas.

Um dado sistema gasoso ideal é constituído por moléculas em movimento constante, uniforme, _____ e _____. As distâncias intermoleculares são muito _____ que as dimensões moleculares, minimizando a possibilidade de _____. As moléculas se chocam entre si e/ou com as paredes do recipiente que as contém de modo elástico com uma dada força, originando a _____ do sistema.

- b)** O gráfico abaixo representa curvas de distribuição de número de moléculas em função da velocidade média para gases ideais.

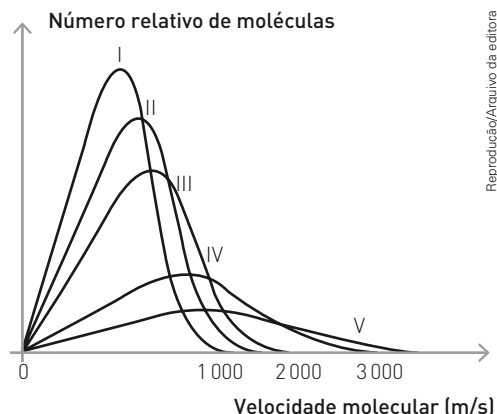


Considere os seguintes sistemas:

- gás H_2 a 100 K;
- gás Cl_2 a 100 K;
- gás Cl_2 a 1 000 K.

Faça a correta associação entre esses sistemas e as curvas X, Y e Z. Justifique sua resposta.

- 8. (ITA-SP)** A figura a seguir mostra cinco curvas de distribuição de velocidade molecular para diferentes gases (I, II, III, IV e V) a uma dada temperatura. Assinale a opção que relaciona corretamente a curva de distribuição de velocidade molecular a cada um dos gases.



- a)** I = H_2 ; II = He; III = O_2 ; IV = N_2 e V = H_2O .
- x b)** I = O_2 ; II = N_2 ; III = H_2O ; IV = He e V = H_2 .
- c)** I = He; II = H_2 ; III = N_2 ; IV = O_2 e V = H_2O .
- d)** I = N_2 ; II = O_2 ; III = H_2 ; IV = H_2O e V = He.
- e)** I = H_2O ; II = N_2 ; III = O_2 ; IV = H_2 e V = He.
- 9. (UPE)** Cada vez mais conhecido no Nordeste, o futebol americano se consolida em Pernambuco. Entre as regras desse esporte, um lance chama a atenção dos espectadores, o chute de campo (*Field goal*). Para o chute valer 3 pontos, a bola, de formato oval e confeccionada com couro natural ou sintético, tem de passar pelo meio da trave em Y, que fica no final do campo (*endzone*). O recorde de distância do *field goal* é de 64 jardas e pertence a Matt Prater, então jogador do time americano do Denver Broncos. Tanto o referido chute quanto os outros dois maiores, ambos de 63 jardas, ocorreram em Denver, no Colorado, a 1 700 metros de altitude e com temperatura média anual de 10 °C.
- A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que
- a)** a temperatura baixa influencia no volume da bola, favorecendo um chute mais preciso.
- x b)** a altitude de Denver deixa o ar mais rarefeito, possibilitando uma menor resistência do ar e facilitando o chute.
- c)** a altitude de Denver influencia no metabolismo do atleta de forma positiva, possibilitando chutes mais potentes.
- d)** a temperatura baixa influencia no material usado na fabricação da bola, tornando os chutes mais potentes e precisos.
- e)** a altitude de Denver e a baixa temperatura combinadas fazem nevar o ano inteiro, nessa capital, o que facilita o chute.

Hipertensão

Ao bombear o sangue através das artérias, o coração gera, contra as paredes desses vasos sanguíneos, uma tensão denominada pressão arterial. Quando se contrai na sístole, o coração determina o valor máximo da pressão (pressão arterial sistólica ou pressão máxima). Na fase de relaxamento do coração (diástole), a pressão atinge seu valor mínimo (pressão arterial diastólica ou pressão mínima).

De acordo com as VI Diretrizes Brasileiras de Hipertensão (2010), o valor da pressão arterial considerado “ótimo” para adultos acima de 18 anos é de 120 por 80. Isso significa que a pressão arterial sistólica é de 120 mmHg acima da pressão atmosférica e que a pressão diastólica é de 80 mmHg acima da pressão atmosférica. Popularmente, esses valores são expressos em cmHg: 12 por 8.

Segundo as referidas diretrizes, a hipertensão arterial em adultos corresponde a um quadro em que a pressão mínima é superior a 90 mmHg e/ou a pressão máxima é igual ou superior a 140 mmHg (diagnóstico validado por medidas repetidas em, pelo menos, três ocasiões).

Entre os médicos, a pressão alta é conhecida como “assassina silenciosa”, porque a maioria das pessoas hipertensas não apresenta sintomas específicos. Quando eles aparecem, em geral, a pressão alta já danificou o organismo.

É simples diagnosticar se uma pessoa tem hipertensão: basta medir a pressão arterial, de preferência a cada seis meses, o que pode ser feito com a ajuda de um aparelho especial, o esfigmomanômetro.

A pressão alta exige controle e cuidados durante toda a vida. Ao longo do tratamento, além de usar medicamentos que, sob orientação médica, ajudam a controlar a pressão, é necessário desenvolver alguns hábitos: diminuir a ingestão de sal e de bebidas alcoólicas, evitar o excesso de peso e praticar atividades físicas.

Fonte dos dados numéricos: Sociedade Brasileira de Cardiologia/Sociedade Brasileira de Hipertensão/Sociedade Brasileira de Nefrologia. VI Diretrizes Brasileiras de Hipertensão. *Arq. Bras. Cardiol.* 2010; 95 (1 supl. 1): 1-51.



// Esfigmomanômetro.

Reflita

1. Qual o valor em atm da pressão arterial sistólica de 180 mmHg? **0,23 atm.**
2. Quando ingerimos muito sal, a concentração desse sal no plasma sanguíneo aumenta. Esse sangue, passando pelos capilares do nosso corpo, fica em contato com as demais células dos nossos tecidos, “roubando” os líquidos intersticiais a fim de normalizar a concentração sanguínea. Caso isso não ocorra, a pressão dentro dos vasos pode fazer com que eles se rompam, causando hemorragias. Assinale a alternativa abaixo que descreve o mesmo efeito que tem o aumento da pressão em um sistema.
 - a) Água derramando de um copo.
 - b) Tijolos caídos após terem sido empilhados.
 - x c) Lâmpada luminescente que estoura depois de grande aquecimento.**
 - d) Papel rasgado após passar por triturador de papéis.
3. Um estudo realizado por uma equipe da Universidade da Austrália Ocidental e divulgado em 2012 demonstrou que certos hábitos na adolescência aumentam o risco de hipertensão na idade adulta. Entre outros fatores, foram associados à hipertensão o excesso de peso, o alto consumo de sal e o consumo de bebidas alcoólicas. O pesquisador Chi Le-Ha, que coordenou a equipe, declarou: “Os adolescentes precisam estar cientes de que o estilo de vida adotado na juventude, especialmente em relação à alimentação, ao alcoolismo e ao sedentarismo, pode ter consequências adversas na vida adulta, já que seus efeitos são cumulativos. Os profissionais de saúde devem alertar essas consequências aos jovens e monitorar regularmente a pressão arterial deles”.
Sob a orientação do(a) professor(a), discuta com seus colegas essa declaração do pesquisador.

Transformações gasosas

As relações entre as variáveis de estado – pressão (P), volume (V) e temperatura (T) – que caracterizam os gases foram deduzidas sistematicamente, sempre mantendo uma dessas grandezas fixa e invariável.

Assim, ao estudar a relação entre pressão e volume, a temperatura é mantida constante. Essas relações podem ser expressas em equações matemáticas, ou leis, que nos permitem fazer previsões sobre as mudanças de estado dos gases e utilizá-las em situações experimentais e, também, na indústria.

Estudaremos, agora, três transformações gasosas: **isotérmica**, **isobárica** e **isocórica**.

Transformação isotérmica

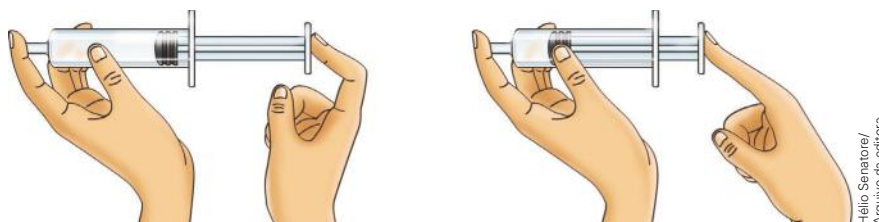
Nessa transformação, que ocorre à temperatura constante, as variações de volume estão relacionadas às variações de pressão, o que pode ser facilmente visualizado com a utilização de uma seringa, a princípio vazia e aberta.



// Quando a seringa está em repouso, a pressão exercida pelo êmbolo sobre o ar no interior da seringa é igual à pressão que esse ar exerce sobre o êmbolo. Ambas as pressões são, também, iguais à pressão atmosférica.

Ao fechar o orifício, essa pressão se mantém. Se, sobre o êmbolo, for aplicada uma pressão externa, haverá uma diminuição do volume ocupado pelo ar.

// Quando o orifício é fechado e o êmbolo é pressionado, o volume ocupado pelo ar dentro da seringa é reduzido, e a pressão dentro dela se torna maior do que a pressão atmosférica.



Essa relação entre pressão e volume foi observada e quantificada, em 1662, pelo cientista irlandês Robert Boyle (1627-1691), que enunciou a seguinte lei:

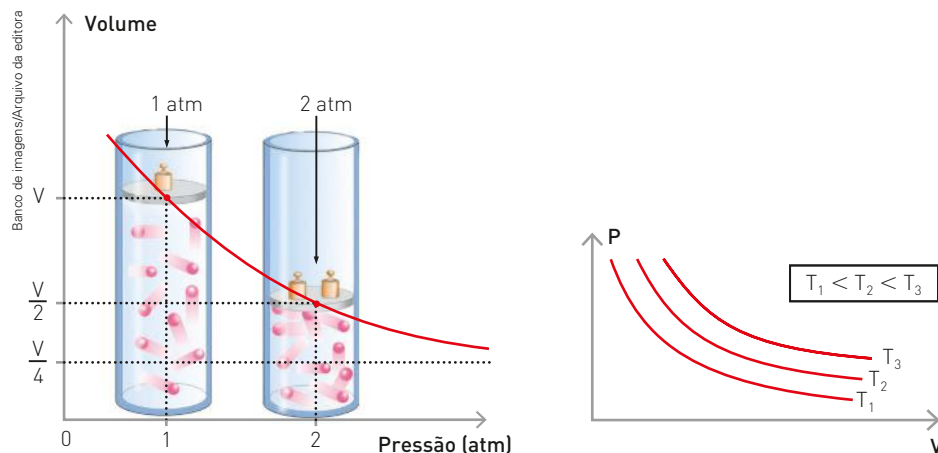
Lei de Boyle: para uma massa fixa de gás, mantida à temperatura constante, o volume ocupado pelo gás é inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele.

Matematicamente, duas grandezas são inversamente proporcionais quando seu produto é uma constante. Assim, ao dobrar a pressão exercida sobre um gás, o volume ocupado por ele se reduzirá à metade.

$$\text{Lei de Boyle: } P \cdot V = k \text{ quando } T \text{ é constante}$$

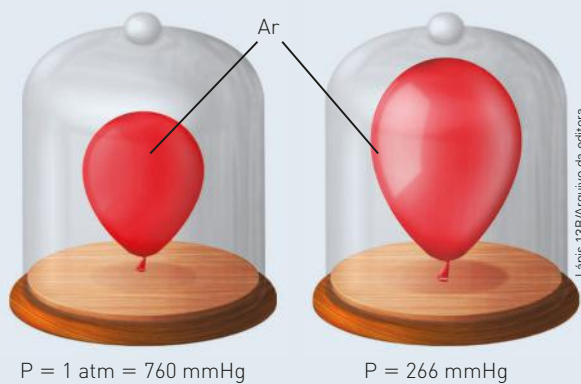
Experimentalmente, essa lei pode ser verificada observando-se a variação de volume que ocorre quando uma massa fixa de gás, à temperatura constante, é submetida a diferentes pressões.

Para a mesma massa de gás, o produto das variáveis pressão e volume será sempre constante para uma dada temperatura.



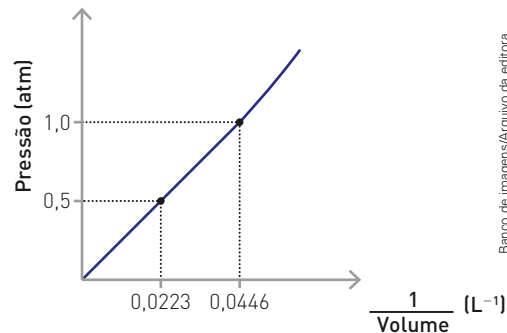
/// A cada temperatura, os valores de pressão e volume expressos no gráfico originam uma curva denominada hipérbole. Assim, diferentes temperaturas originam diferentes hipérboles, denominadas isotermas.

A ilustração a seguir mostra balões preenchidos com ar. A diferença de tamanho dos balões demonstra a relação entre pressão e volume. O balão da figura à esquerda está submetido a uma pressão de 760 mmHg (1 atm). Reduzindo a pressão à qual o balão está submetido para 266 mmHg, ocorrerá uma expansão, aumentando, assim, o volume do balão, como representado pela figura à direita.



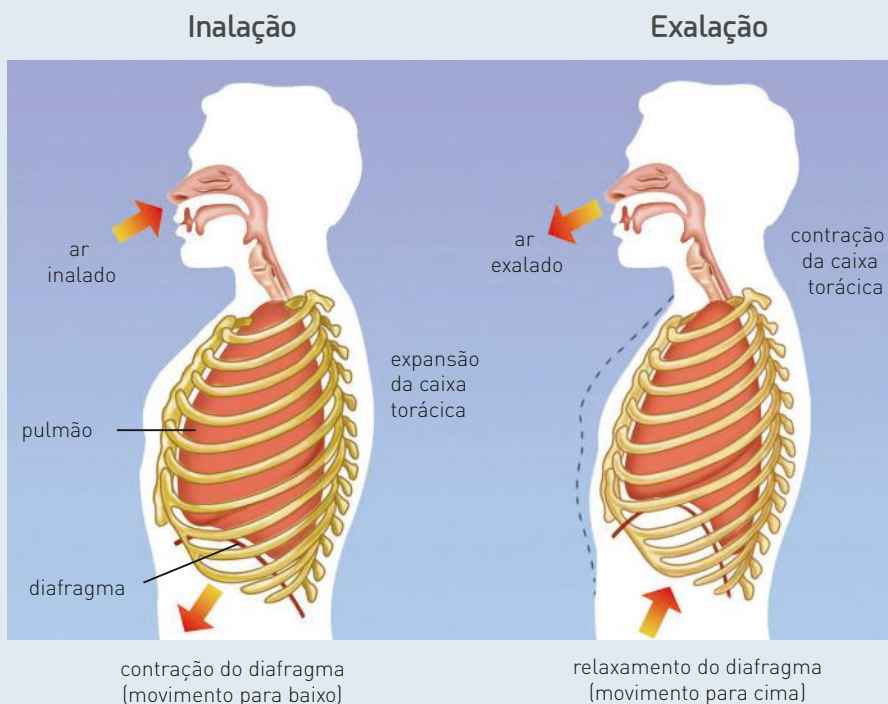
Como vimos anteriormente, a uma temperatura constante, a pressão de determinada quantidade de gás é inversamente proporcional ao seu volume e o gráfico que representa essa relação é uma hipérbole. Caso façamos a análise do gráfico da pressão em relação ao inverso do volume $\left(\frac{1}{V}\right)$, teremos uma reta:

Pressão (atm)	Volume (L)	$\left(\frac{1}{\text{Volume}}\right) (\text{L}^{-1})$
1	44,8 L	0,0446
0,5	22,4 L	0,0223



Respiração

O movimento da caixa torácica e o do diafragma alteram o volume da cavidade torácica e, portanto, alteram também a pressão interna. Durante a inalação, o volume aumenta e a pressão diminui. A pressão atmosférica é então maior do que a interna, e o ar pode fluir para os pulmões. Quando a caixa torácica volta à sua posição inicial, a pressão no interior dos pulmões aumenta, tornando-se maior do que a pressão atmosférica. Assim, o ar é expelido e o ciclo recomeça.



Rafael Herrera/Arquivo da editora



Mergulhadores utilizam um aparelho chamado *snorkel* (tubo de respiração) para fazer mergulhos superficiais, mas utilizam cilindros de ar comprimido para realizar mergulhos em ambientes profundos.



BlueOrange Studio/Shutterstock

// Utilização de *snorkel*.

// Utilização de cilindros de ar.



blue-sea.cz/Shutterstock

Seria possível um mergulhador utilizar um *snorkel* extralongo para explorar ambientes marítimos de maior profundidade?

Ação do gás monóxido de nitrogênio no corpo

O conhecimento de Boyle com relação ao volume e à pressão dos gases aliado às descobertas de Nobel sobre a nitroglicerina foram fundamentais para diversos avanços na Medicina.

Por muito tempo, os médicos receitaram o uso da nitroglicerina – sem saber como ela agia no organismo – para aliviar as dores intensas no peito durante um ataque de angina. Essas dores são consequência da alta pressão sanguínea, provocada pela necessidade de o sangue ter de fluir por artérias parcialmente obstruídas.

Em 1998, o prêmio Nobel foi dado a três pesquisadores estadunidenses – Robert Furchgott (1916-2009), Louis Ignarro (1941-) e Ferid Murad (1936-) – que explicaram como a nitroglicerina atuava sobre a dor causada pela angina.

No organismo, a nitroglicerina se decompõe liberando o monóxido de nitrogênio, NO (g), que provoca um relaxamento das artérias e aumenta o volume disponível para a passagem do sangue, diminuindo a pressão sanguínea e, conseqüentemente, a dor. Ou seja, em uma mesma temperatura, quanto maior o volume, menor a pressão exercida por um fluido, seja um líquido ou um gás.

Pesquisas mais recentes mostram que o NO desempenha vários papéis no organismo humano: as células brancas do sangue usam-no para combater bactérias, células formadoras de tumores e a disfunção erétil, dilatando as artérias.

Fontes das informações: Sociedade Brasileira de Cardiologia (www.cardiol.br/); Sociedade Brasileira de Química (<http://quimicanova.sbq.org.br/>). Acesso em: 18 maio 2016



// Robert Boyle (1627-1691), que formulou a Lei dos gases, a qual relaciona volume e pressão em uma temperatura constante. Coleção particular.



// Alfred Nobel (1833-1896), químico e inventor sueco, nascido em Estocolmo. Estabeleceu o prêmio Nobel com a fortuna obtida pela descoberta da dinamite, uma mistura de nitroglicerina e serragem ou argila.



// Robert Furchgott.



// Ferid Murad.



// Louis Ignarro.

Exercícios resolvidos

1. Uma massa fixa de um gás ideal foi submetida a uma série de transformações isotérmicas e alguns dos valores obtidos constam da tabela abaixo. Em função desses dados, descubra os valores de x, y e z e construa um gráfico colocando P no eixo das ordenadas e V no eixo das abscissas.

Transformações	I	II	III	IV
P (atm)	2	3	4	Z
V (L)	12	X	Y	4

Solução

Nas transformações isotérmicas, temos:

$$P \cdot V = k$$

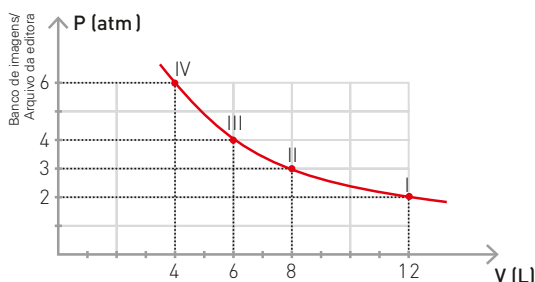
Logo, I:

$$P \cdot V = k \Rightarrow 2 \text{ atm} \cdot 12 \text{ L} = k \Rightarrow k = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

Assim, em todas as outras transformações, o produto PV deve ser igual a 24 atm · L:

II	III	IV
$P \cdot V = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$	$P \cdot V = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$	$P \cdot V = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$
$3 \text{ atm} \cdot x = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$	$4 \text{ atm} \cdot y = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$	$z \cdot 4 \text{ L} = 24 \text{ atm} \cdot \text{L}$
$x = 8 \text{ L}$	$y = 6 \text{ L}$	$z = 6 \text{ atm}$

A partir desses valores, podemos construir o gráfico:



2. Ao abriremos a válvula de capacidade desprezível, localizada no tubo de comunicação entre dois frascos, como no esquema ilustrado ao lado, após certo tempo se estabelece um equilíbrio à temperatura constante.

Determine a pressão exercida pelo gás hélio no frasco B.

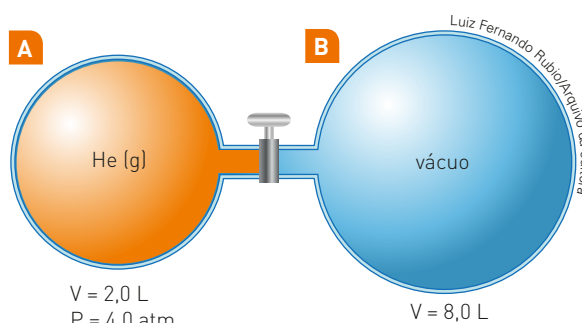
Solução

Como o gás irá ocupar o volume total, após a abertura da válvula, o volume ocupado será 10 L.

À temperatura constante, temos:

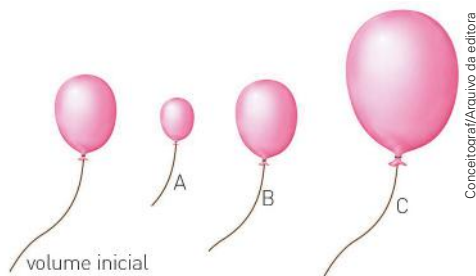
$$\begin{array}{ccc}
 \text{válvula fechada} & & \text{válvula aberta} \\
 P_1 V_1 & = & P_2 V_2 \\
 4 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L} & = & P_2 \cdot 10 \text{ L} \\
 & & P_2 = 0,8 \text{ atm}
 \end{array}$$

O valor da pressão (0,8 atm) é o mesmo tanto no frasco A como no B.



Fundamentando seus conhecimentos

1. Um balão cheio de gás hélio é submetido a algumas mudanças à temperatura constante. Associe as ilustrações A, B e C com as transformações a seguir:



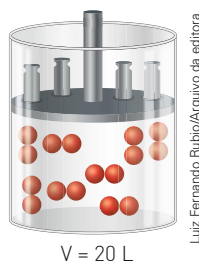
- O balão sobe e atinge uma altitude onde a pressão é menor.
- O balão é removido da sala e levado para o quarto de sua casa.
- O balão é colocado em uma câmara hiperbárica onde a pressão é maior.

2. Considere que um mergulhador inala 4 litros de ar por minuto. A respeito desse mergulhador, responda:

- Se ele descer a uma profundidade de 40 m, a qual pressão ele estará submetido?
- Qual o volume de ar inspirado por minuto, nessa profundidade, considerando que a temperatura permaneceu constante? (Dado: coluna de 10 m de água = 1 atm.)

Texto para as questões 3 a 5.

Uma amostra de gás oxigênio a 2 °C está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel, conforme a ilustração abaixo.



3. Após a retirada de dois dos pesos, pode-se prever que o êmbolo:
- Não irá se movimentar.
 - Irá se movimentar, porém não é possível saber se sobe ou desce.
 - Irá subir.

- Irá descer.
- Não é possível prever o que irá acontecer.

4. Após a retirada de dois dos pesos, pode-se prever que ocorrerá para o gás no interior do frasco:
- Uma contração volumétrica.
 - Uma expansão volumétrica.
 - Um aumento da quantidade total de gás no frasco.
 - Uma diminuição da quantidade total de gás no frasco.
 - Um aumento na velocidade média das moléculas.

5. Considerando que a pressão é exercida unicamente pelos pesos, pode-se prever que, ao retirar dois dos pesos, o novo volume ocupado pelo gás passa a ser:

- 10 L.
- 20 L.
- 30 L.
- 40 L.
- 50 L.

6. Em um experimento para estudar o comportamento físico dos gases, a pressão de certa massa de gás foi monitorada em função do volume do frasco (posição do êmbolo). Alguns resultados desse experimento estão expressos na tabela a seguir:

Pressão (mmHg)	Volume (L)
500	
1000	8
2000	
	2

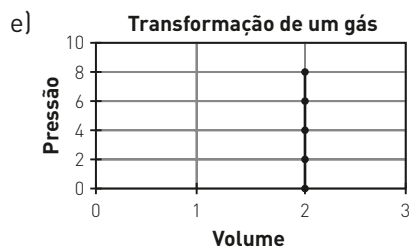
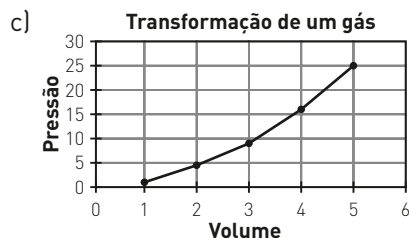
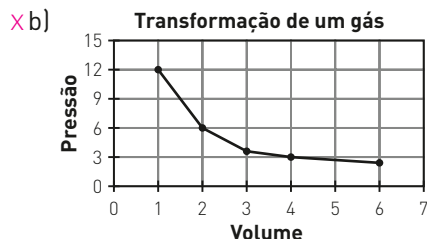
- Complete a tabela indicando os valores faltantes.
 - Para que a pressão indicada pelo manômetro fosse de 800 mmHg, qual deveria ser o volume ocupado por essa quantidade de gás na mesma temperatura?
 - Com os dados da tabela, trace o gráfico da pressão (em mmHg) x volume (em L) para essa transformação. Considere a pressão no eixo das ordenadas e o volume no eixo das abscissas.
7. (Unisinos-RS) Os gases perfeitos obedecem a três leis bastante simples: a lei de Boyle, a lei de Gay-Lussac e a lei de Charles, formuladas segundo o comportamento de três grandezas que descrevem as propriedades dos gases: o volume (V),

a pressão (p) e a temperatura absoluta (T). Ao calibrar um pneu, altera-se o número de moléculas de ar no interior dele. Porém, a pressão e o volume podem, também, sofrer modificação com a variação da temperatura.



Thinkstock/Getty Images

O gráfico pressão *versus* volume, que representa uma transformação isotérmica de uma quantidade fixa de um gás perfeito, é o



8. Uma amostra de gás ideal a 25°C exerce uma pressão de 5 atm quando está contida em um frasco cujo volume é igual a 800 mL. Caso todo esse gás seja transferido para um frasco de capacidade igual a 4 L, à mesma temperatura, pode-se afirmar que sua pressão passará a valer:

- a) 0,5 atm.
- x b) 1 atm.
- c) 2 atm.
- d) 10 atm.
- e) 25 atm.

9. Para encher uma bola de futebol, utiliza-se uma bomba como a ilustrada abaixo:



Aleksangel/Shutterstock

No interior dessa bomba, a redução volumétrica é que faz com que o ar tenha sua pressão aumentada, e com isso ele é injetado para o interior da bola de futebol. Considerando esse processo ao nível do mar, e sabendo que essa bomba possui capacidade total de 100 mL, qual a pressão do ar dentro da bomba fechada no instante em que o êmbolo estiver numa posição que indique um volume interno de 10 mL?

10. Em hospitais, o gás oxigênio (O_2) é usado em algumas terapias do aparelho respiratório. Nesses casos, ele é armazenado em cilindros com volume de 60 L, a uma pressão de 150 atm. Considerando a temperatura constante, responda às questões:

- a) Qual volume ocuparia o oxigênio contido em um cilindro, a uma pressão de 760 mmHg?
- b) Se o oxigênio for administrado a um paciente à rapidez de 8,0 L por minuto, em um recinto onde a pressão é de 1 atm, quanto tempo será necessário para esvaziar o cilindro?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Do ponto de vista matemático, para que duas grandezas X e Y sejam inversamente proporcionais basta:
- I. Uma aumentar quando a outra diminui.
 - II. Terem uma relação do tipo $X \cdot Y = \text{constante}$.
 - III. Uma aumentar quando a outra aumenta.
- É(São) correta(s) a(s) afirmação(ões):

- a) Apenas I.
 - ☒ b) Apenas II.
 - c) Apenas III.
 - d) I e II.
 - e) I, II e III.
2. Numa transformação isotérmica de quantidade fixa de gás, pode-se afirmar que:
- a) a temperatura é diretamente proporcional com a pressão.
 - b) a pressão é diretamente proporcional com a temperatura.
 - c) a pressão do gás é diretamente proporcional com o volume.
 - ☒ d) a pressão do gás é inversamente proporcional com o volume.
 - e) o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional com a temperatura.
3. (PUC-RS) De acordo com a Lei de Robert Boyle (1660), para proporcionar um aumento na pressão de uma determinada amostra gasosa numa transformação isotérmica, é necessário:
- a) aumentar o seu volume.
 - b) diminuir a sua massa.
 - c) aumentar a sua temperatura.
 - ☒ d) diminuir o seu volume.
 - e) aumentar a sua massa.
4. (PUC-MG). Uma das leis dos gases ideais é a Lei de Boyle, segundo a qual, mantida constante a temperatura, o produto da pressão de um gás pelo seu volume é invariável. Sobre essa relação, são corretas as afirmações abaixo, EXCETO:
- ☒ a) À temperatura constante, se aumentarmos uma das grandezas (pressão ou volume) de um certo valor, a outra diminuirá do mesmo valor.
 - b) À temperatura constante, a pressão de um gás é inversamente proporcional ao seu volume.
 - c) O gráfico pressão $\times$ volume de um gás ideal corresponde a uma hipérbole.
 - d) À temperatura constante, a pressão de um gás é diretamente proporcional ao inverso do seu volume.

- e) À temperatura constante, multiplicando-se a pressão do gás por 3, seu volume será reduzido a um terço do valor inicial.

5. O estudo da dependência entre a pressão de um gás e seu volume foi realizado no século XVII por um cientista chamado Robert Boyle. Os dados experimentais desse estudo são mostrados a seguir:

Pressão do gás (atm)	Volume (L)
5	40
10	20
20	10
40	5

Dados à temperatura constante, para uma quantidade fixa de gás.

- a) De acordo com os dados da tabela, pressão e volume são grandezas diretamente ou inversamente proporcionais? Justifique.
 - b) Caso o volume do frasco fosse reduzido a 1 L, mantidas constantes as outras variáveis, qual seria a pressão por ele exercida?
 - c) Com os dados da tabela, faça um gráfico da pressão do gás em atm *versus* volume em L. Considere a pressão no eixo das ordenadas e o volume no eixo das abscissas.
 - d) Com os dados da tabela faça um gráfico da pressão do gás *versus* $\frac{1}{V}$ (o inverso do volume). Considere a pressão no eixo das ordenadas e o inverso do volume no eixo das abscissas.
6. (UTFPR) Uma seringa de injeção tem seu bico completamente vedado e inicialmente contém o volume de 5 cm^3 de ar sob pressão de $0,9 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Suponha que a massa de ar se comporte como um gás perfeito e sofra uma transformação isotérmica quando o êmbolo for puxado, aumentando o volume interno para 20 cm^3 . Sendo assim, a pressão, em Pa, será igual a:
- a) $0,30 \cdot 10^5$.
 - ☒ b) $2,25 \cdot 10^4$.
 - c) $4,30 \cdot 10^4$.
 - d) $3,60 \cdot 10^4$.
 - e) $1,00 \cdot 10^5$.

7. Uma câmara de descompressão usada por mergulhadores tem volume de $10,3 \text{ m}^3$ e funciona sob pressão de $4,50 \text{ atm}$. Qual volume, em L, o ar contido nessa câmara ocuparia quando submetido a uma pressão de 1 atm , à mesma temperatura?

8. (Ufam) Uma bolha de volume igual a 2 mL foi formada no fundo do oceano, em um local onde a pressão é de 4 atm . Considerando que a temperatura permaneceu constante, o volume final da bolha ao atingir a superfície do oceano, local em que a pressão é igual a 1 atm , foi de:

- a) 20 mL .
- b) 10 mL .
- x c) 8 mL .
- d) 4 mL .
- e) 2 mL .

9. (Fuvest-SP) Se um certo gás, contido em um compartimento e exercendo pressão de 10 cmHg , for comprimido de maneira a ocupar um vigésimo do seu volume inicial, qual será a pressão final? (temperatura constante)

- a) 20 cmHg .
- b) 50 cmHg .
- c) 100 cmHg .
- x d) 200 cmHg .
- e) 400 cmHg .

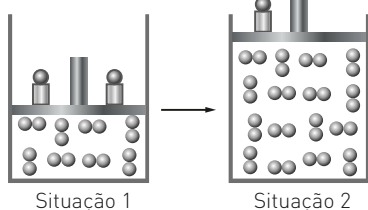
10. (Unesp-BA) Um balão-propaganda cheio de gás hélio, ao nível do mar, ocupa um volume de 250 L . Seu volume, após lançamento, numa altitude de 3000 m será (obs.: admitindo-se que a temperatura tenha se mantido constante):

- a) menor, pois a pressão externa aumenta com a altitude.
- x b) maior, pois a pressão externa diminui com a altitude.
- c) permanecerá constante, pois a pressão não varia com a altitude.
- d) permanecerá constante, pois a temperatura se manteve constante.
- e) maior, pois a pressão externa aumenta com a altitude.

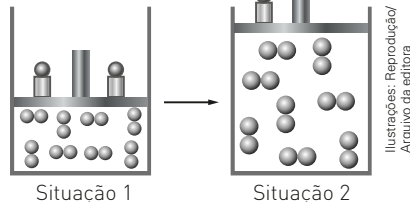
Desafiando seus conhecimentos

1. (PUC-SP) Uma amostra de gás oxigênio (O_2) a 25°C está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel. Indique qual dos esquemas a seguir melhor representa um processo de expansão isotérmica

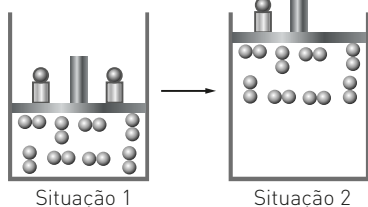
a)



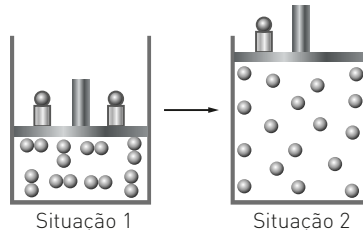
d)



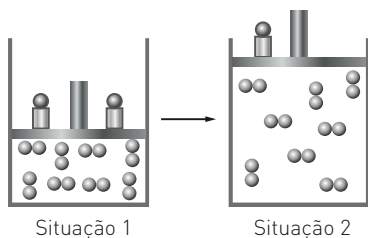
b)



e)



x c)



2. (Uerj) Para um mergulhador, cada 5 m de profundidade atingida corresponde a um acréscimo de 0,5 atm na pressão exercida sobre ele. Admita que esse mergulhador não consiga respirar quando sua caixa torácica está submetida a uma pressão acima de 1,02 atm. Para respirar ar atmosférico por um tubo, a profundidade máxima em centímetros que pode ser atingida pela caixa torácica desse mergulhador é igual a:

a) 40. x c) 20.
b) 30. d) 10.

3. (Uerj) As mudanças de pressão que o ar atmosférico sofre, ao entrar nos pulmões ou ao sair deles, podem ser consideradas como uma transformação isotérmica. Ao inspirar, uma pessoa sofre uma diminuição em sua pressão intrapulmonar de 0,75%, no máximo. Considere 0,60 L de ar à pressão atmosférica de 740 mmHg. A variação máxima de volume, em litros, sofrida por essa quantidade de ar ao ser inspirada é, aproximadamente, de:

a) $4,5 \cdot 10^0$. c) $4,5 \cdot 10^{-2}$.
b) $4,5 \cdot 10^{-1}$. x d) $4,5 \cdot 10^{-3}$.

4. (Unirio-RJ) Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1 L e o fechou. Em seguida, subiu uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900 m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar. Considerando que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

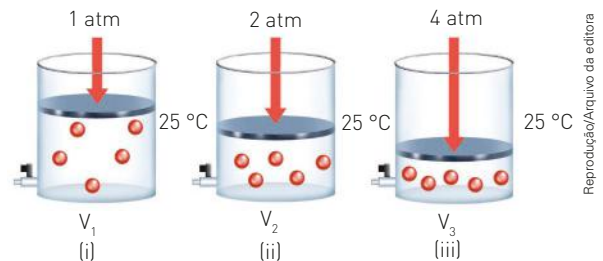
a) 0,8. x d) 1,1.
b) 0,9. e) 1,2.
c) 1,0.

5. (UFMG) A pressão atmosférica é aproximadamente igual à pressão exercida por uma coluna de água de 10 metros de altura. Uma bolha de ar sai do fundo de um lago e chega à superfície com um volume V. Sendo a mesma temperatura em todo o lago e sua profundidade 30 m, qual era o volume da bolha no fundo do lago?

a) 4V. d) $\frac{V}{3}$.
b) 3V.
c) $\frac{3}{4}V$. x e) $\frac{V}{4}$.

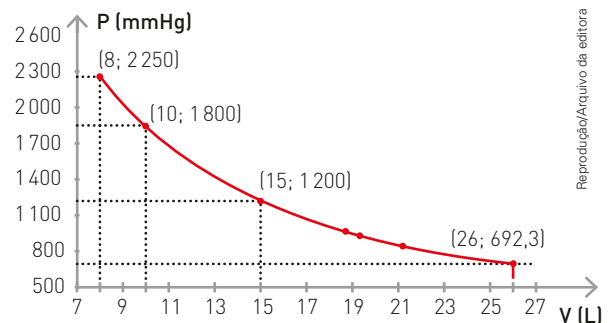
6. (UFRRN) O material orgânico do lixo gera grande quantidade de metano (CH_4), muito mais danoso à camada de ozônio do que o CO_2 . A solução ideal, que já começa a ser adotada em algumas cidades

do Brasil, é o aproveitamento do CH_4 na geração de energia. A compressão do metano tem papel importante, desde a produção até o consumo, para desenvolver as atividades de transporte, armazenagem ou alimentação de equipamentos. Em um determinado processo de compressão, os valores de pressão e temperatura usados, para uma massa fixa de CH_4 , são mostrados nas figuras (i), (ii) e (iii) abaixo:



Sabendo que o volume inicial do gás é $V_1 = 12 \text{ L}$ e considerando o seu comportamento ideal, calcule os valores de V_2 e V_3 e construa uma curva de pressão *versus* volume.

7. (UFC-CE) O gráfico a seguir ilustra o comportamento referente à variação da pressão, em função do volume, de um gás ideal, à temperatura constante. Analise o gráfico e assinale a alternativa correta.

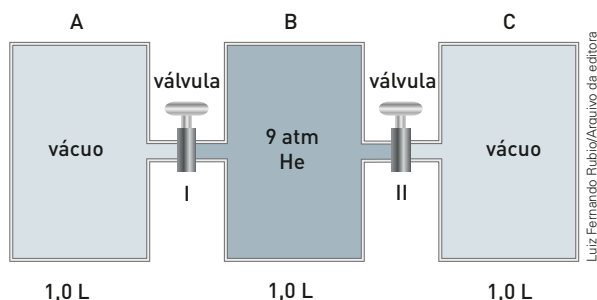


- x a) Quando o gás é comprimido nessas condições, o produto da pressão pelo volume permanece constante.
b) Ao comprimir o gás a um volume correspondente à metade do volume inicial, a pressão diminuirá por igual fator.
c) Ao diminuir a pressão a um valor correspondente a $\frac{1}{3}$ da pressão inicial, o volume diminuirá pelo mesmo valor.
d) O volume da amostra do gás duplicará quando a pressão final for o dobro da pressão inicial.
e) Quando a pressão aumenta por um fator correspondente ao triplo da inicial, a razão $\frac{P}{V}$ é sempre igual à temperatura.

8. Em uma transformação isotérmica de um gás ideal, quando a pressão diminui 20%, o volume:
- aumenta 20%.
 - diminui 20%.
 - ☒ c) aumenta 25%.
 - diminui 25%.
 - aumenta 12,5%.

Observe a ilustração a seguir e responda às questões 9 e 10.

Considere que a capacidade dos tubos de interligação entre os frascos A, B e C seja desprezível e que a temperatura permaneça constante.



9. Determine o valor da pressão em A após ser aberta somente a válvula I e o sistema atingir o equilíbrio.
10. Determine o valor da pressão em C após serem abertas as válvulas I e II e o sistema atingir o equilíbrio.
11. (UFRGS-RS) Uma massa M de um gás ideal ocupa um volume V , sob uma pressão P , na temperatura T . Se o gás for comprimido até que seu volume seja igual a $\frac{V}{2}$ sendo mantida constante a temperatura:
- A massa de gás será reduzida a $\frac{M}{2}$.
 - A energia cinética das moléculas vai aumentar.
 - ☒ c) A frequência de colisões das moléculas com a parede do recipiente que contém o gás vai aumentar.
 - O volume das moléculas do gás vai diminuir.
 - As forças intermoleculares aumentarão de intensidade, devido a maior aproximação das moléculas.
12. (UEM-PR) Os gases são substâncias presentes em nosso cotidiano em fatos como: a subida de um balão; o murchar, com o tempo, de uma bexiga de aniversário; o aumento da pressão interna de um pneu em dias quentes; a respiração do ser humano; entre outros. Sobre os gases, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

01) Em um gás, as moléculas estão em contínuo movimento e separadas entre si por grandes espaços vazios em relação ao tamanho delas. Além disso, o movimento das moléculas se dá em todas as direções e em todos os sentidos.

02) Um gás não possui forma própria. A forma adquirida é a do recipiente que o contém. Quando um gás é confinado em um recipiente, as moléculas do gás colidem continuamente contra as paredes do recipiente. Dessas colisões resulta o que se chama de pressão do gás.

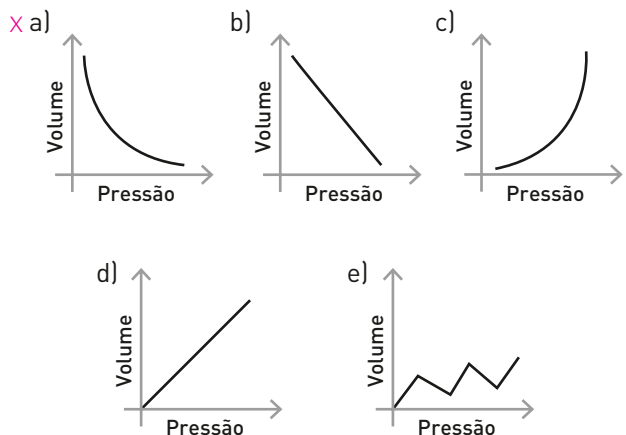
04) Em um gás ideal ou perfeito a pressão é diretamente proporcional ao volume quando a temperatura é constante.

08) Um mol de um gás possui aproximadamente $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas do mesmo.

16) As moléculas constituintes de um gás possuem movimento desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica. Quanto mais intensa é a agitação térmica maior é a energia cinética de cada molécula e, como consequência, maior é a temperatura do gás.

01, 02, 08 e 16.

13. (UFG-GO) O processo contínuo da respiração consiste na expansão e contração de músculos da caixa torácica. Sendo um sistema aberto, quando a pressão interalveolar é menor que a atmosférica, ocorre a entrada do ar e os pulmões expandem-se. Após as trocas gasosas, a pressão interalveolar aumenta, ficando maior que a atmosférica. Assim, com a contração da caixa torácica, os gases são expirados. Considerando a temperatura interna do corpo humano constante e igual a $37,5^\circ\text{C}$, o gráfico que representa os eventos descritos é:



Transformação isobárica

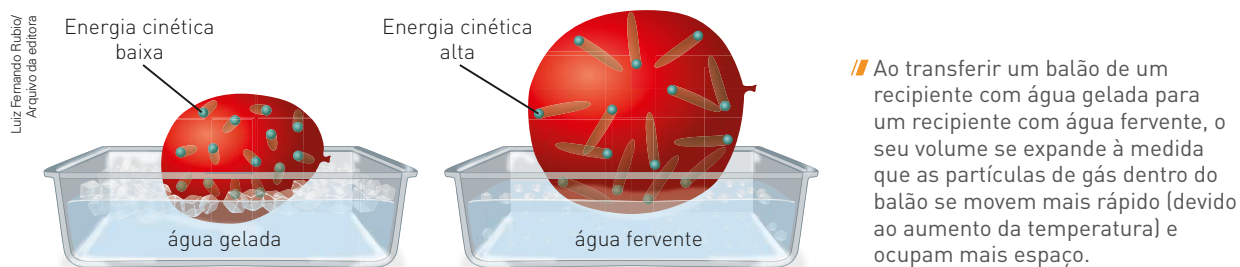
As transformações isobáricas ocorrem à pressão constante. Nessas transformações as variações de volume estão relacionadas às variações de temperatura. A relação entre volume e temperatura foi inicialmente observada em 1787 por Jacques Charles e quantificada em 1802 por Joseph Gay-Lussac, sendo conhecida como Lei de Charles e Gay-Lussac.

Lei de Charles e Gay-Lussac: para uma massa fixa de gás, mantida à pressão constante, o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

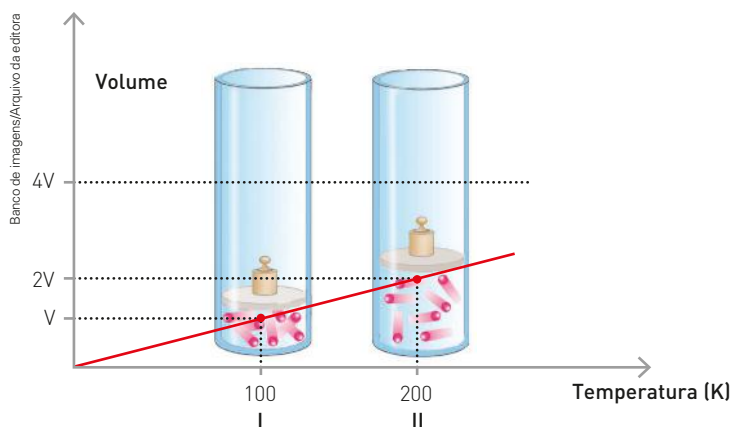
Em Matemática, duas grandezas são diretamente proporcionais quando seu quociente é uma constante. Então, ao dobrar a temperatura absoluta, o volume ocupado pelo gás também dobra. Assim, temos:

$$\text{Lei de Charles: } \frac{V}{T} = k$$

Pode-se realizar um experimento colocando um balão em um banho de água e gelo e posteriormente em água em ebulição, como representado abaixo:



Experimentalmente, essa lei pode ser verificada observando-se a variação de volume que ocorre quando uma massa fixa de gás, à pressão constante, é submetida a aquecimento.



Situação I

$$\frac{V_1}{T_1} = k \quad \frac{V}{100} = k$$

Situação II

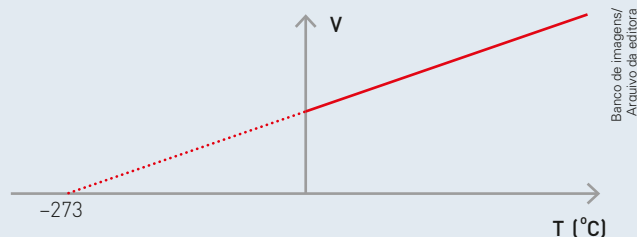
$$\frac{V_2}{T_2} = k \quad \frac{2V}{200} = k$$

Podemos notar que a razão $\frac{V}{T}$ (T em Kelvin) nas duas situações corresponde a um mesmo valor (k); logo, podemos concluir:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

O volume e a temperatura em Celsius não são grandezas de proporcionalidade direta.

Se a relação entre o volume e a temperatura fosse feita na escala Celsius, o gráfico teria o aspecto mostrado a seguir



Exercício resolvido

Um balão selado, quando cheio de ar e a uma dada pressão, tem volume de $50,0 \text{ m}^3$ a 22°C . O balão é aquecido.

Assumindo-se que a pressão é constante, a que temperatura estará o balão quando seu volume for $60,0 \text{ m}^3$?

Solução

Para uma massa fixa de gás à pressão constante, temos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Lembre-se: a temperatura deve ser medida em Kelvin.

Dados:

$$V_1 = 50,0 \text{ m}^3$$

$$V_2 = 60,0 \text{ m}^3$$

$$T_1 = 22^\circ\text{C} + 273 = 295 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

A seguir, substituímos os dados na equação, isolando a incógnita $[T_2]$:

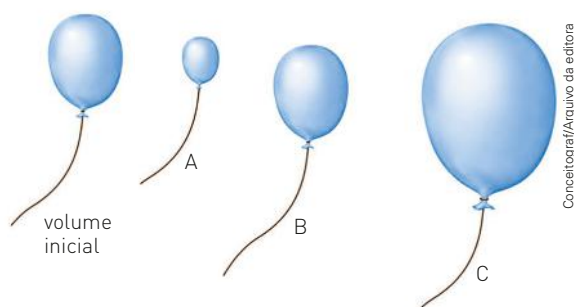
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 \cdot V_2}{V_1} \Rightarrow T_2 = \frac{295 \text{ K} \cdot 60,0 \text{ m}^3}{50,0 \text{ m}^3} \Rightarrow T_2 = 354 \text{ K}$$

Na escala Celsius, a temperatura correspondente a 354 K é:

$$T_K = T_{^\circ\text{C}} + 273 \Rightarrow 354 = T_{^\circ\text{C}} + 273 \Rightarrow T_{^\circ\text{C}} = 81^\circ\text{C}$$

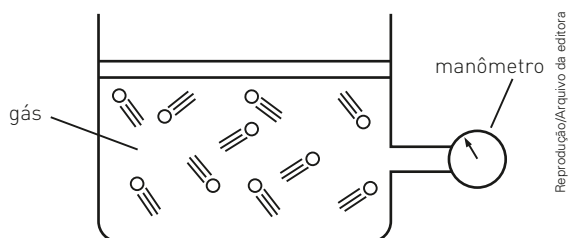
Fundamentando seus conhecimentos

1. Numa transformação isobárica de uma quantidade fixa de gás, a grandeza _____ permanece constante ao longo da transformação. Nesse caso, o aquecimento dessa amostra irá obrigatoriamente aumentar seu(sua) _____. As grandezas que preenchem corretamente as lacunas acima são respectivamente:
 - a) pressão e temperatura.
 - b) temperatura e pressão.
 - ☒ c) pressão e volume.
 - d) volume e pressão.
 - e) volume e temperatura.
2. Associe as ilustrações A, B e C com as transformações realizadas à pressão constante.

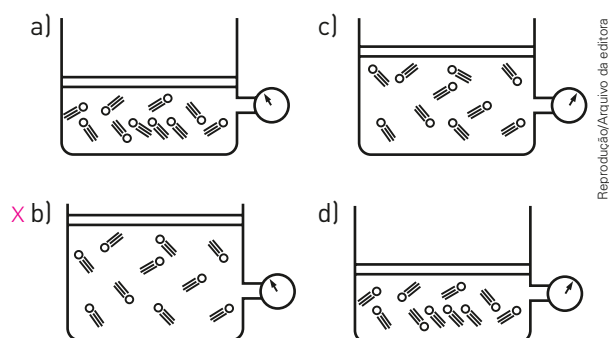


- I. Elevação da temperatura.
- II. O balão é colocado em uma câmara frigorífica.
- III. O balão é exposto ao sol e depois é recolhido até que sua temperatura volte a ser igual à inicial.

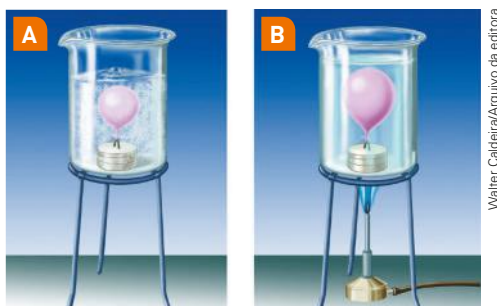
3. (Unimontes-MG) O esquema abaixo ilustra um experimento que foi montado para investigar o comportamento de um gás



O gás está em condições iniciais de temperatura (T), pressão (P) e volume (V). Ele é submetido a uma transformação isobárica, sob aquecimento, atingindo um novo estado. Sendo assim, dos esquemas apresentados a seguir, aquele que representa o novo estado desse gás é:



4. A ilustração A mostra um balão contendo uma massa fixa de gás, com volume de 200 mL, imerso em um banho de água e gelo ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$). A ilustração B mostra o mesmo balão com um volume de 240 mL após aquecimento do sistema. A temperatura do sistema após o aquecimento será de:



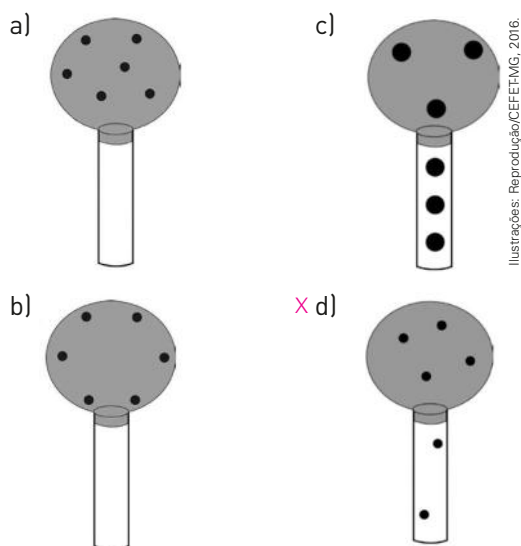
- a) $109,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. c) $27,3\text{ }^{\circ}\text{C}$. e) $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.
 X b) $54,6\text{ }^{\circ}\text{C}$. d) $13\text{ }^{\circ}\text{C}$.

5. (Cefet-MG) Imagine que um tubo de ensaio preenchido com um gás tenha uma de suas extremidades conectada a um balão de borracha vazio que se expande após o aquecimento do tubo. Além disso,

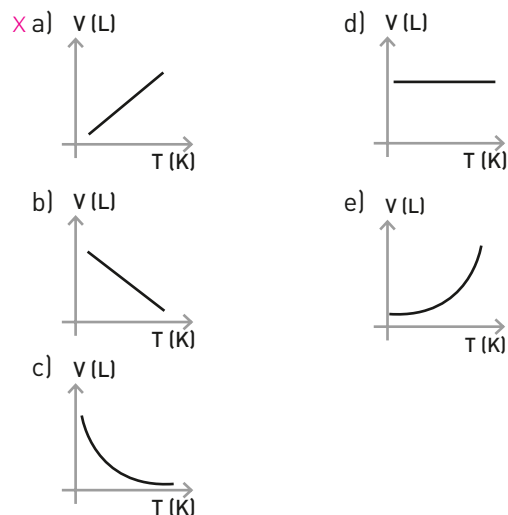
considere que as moléculas do gás são representadas por esferas pretas, evidenciadas abaixo:



A figura que esquematiza o comportamento das moléculas do gás após o aquecimento é:



6. Qual dos gráficos a seguir melhor representa a variação da grandeza volume do gás em função de sua temperatura numa transformação isobárica.



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Para que duas grandezas X e Y sejam diretamente proporcionais, basta que:

I. Uma aumente e a outra também.

II. A razão entre elas dê uma constante, ou seja,

$$\frac{X}{Y} = \text{constante}.$$

III. As duas aumentem na mesma proporção.

São corretas as afirmações:

- a) Apenas I e II.
 x b) Apenas II e III.
 c) Apenas I e III.
 d) Todas.
 e) Apenas III.

2. Existem em nosso cotidiano várias experiências que podem ser descritas como transformações isobáricas. Dos procedimentos abaixo, qual(is) descreve(m) o comportamento de um gás numa transformação desse tipo?

I. Abertura de uma garrafa de refrigerante.

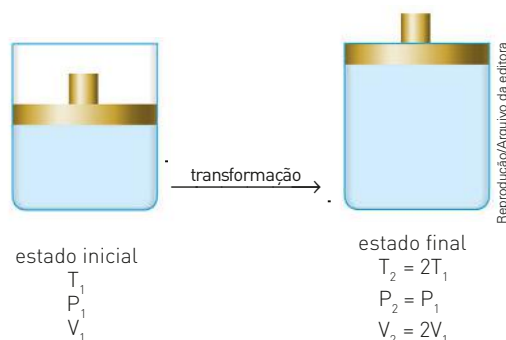
II. Aquecimento de um gás numa seringa que possui um êmbolo móvel sem atrito.

III. Aquecimento de um frasco fechado de desodorante, por exemplo, quando colocado num incinerador.

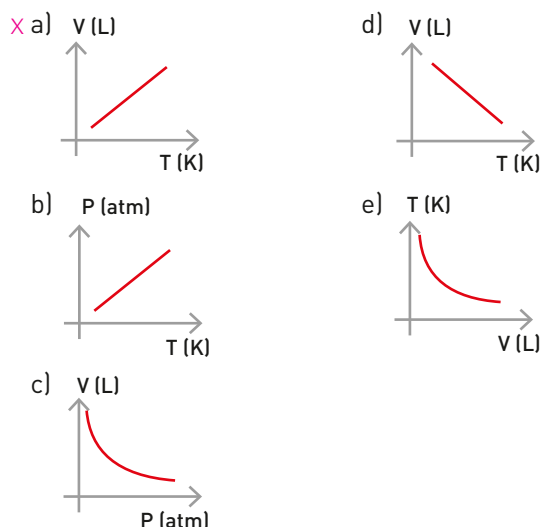
- a) Apenas I.
 x b) Apenas II.
 c) Apenas III.
 d) Apenas I e II.
 e) Apenas II e III.

3. Um balão meteorológico apresenta volume de 2,0 L a 27 °C. Qual será seu volume em um local em que a temperatura é de -33 °C, à mesma pressão?

4. (UFRGS-RS) Considere a seguinte transformação que ocorre com uma amostra gasosa de massa m, apresentando comportamento de um gás ideal.



O gráfico que melhor representa essa transformação é:



5. (UFC-CE) Uma estudante está interessada em verificar as propriedades do hidrogênio gasoso a baixas temperaturas. Ela utilizou, inicialmente, um volume de 2,98 L de H_2 (g), à temperatura ambiente (25 °C) e à pressão de 1 atm, e resfriou o gás, à pressão constante, a uma temperatura de -200 °C. Que volume de H_2 (g) a estudante encontrou ao final do experimento?

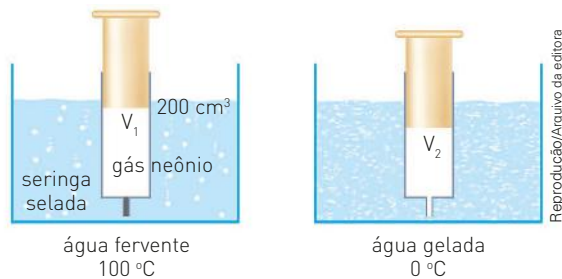
Desafiando seus conhecimentos

1. Certa massa de gás hidrogênio (H_2), a 0 °C, ocupa um volume de $2,0 \cdot 10^{-2} m^3$ sob determinada pressão. Qual a temperatura que o volume dessa massa de H_2 passará a ser 40,0 L, numa mesma pressão?

- a) 200 K
 b) 273 K
 c) 346 K
 x d) 546 K
 e) 620 K

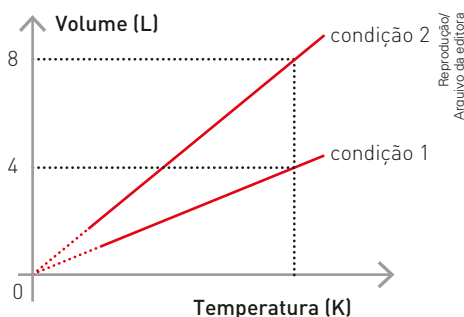
2. Em equipamentos de mergulho, costuma-se utilizar gás hélio em vez de nitrogênio, devido à toxicidade do nitrogênio em pressões mais altas. O hélio gasoso ocupa um volume de 0,600 L a -173 °C. Determine a temperatura na qual a mesma quantidade de hélio irá ocupar o volume de 2 400 cm^3 , sob pressão constante.

3. (Unimontes-MG) As figuras a seguir ilustram a transformação de uma certa massa de neônio que ocupa inicialmente 200 cm^3 de volume (V_1), a 100°C .



O volume V_2 , em cm^3 , será igual a:

- a) 73.
 - b) 100.
 - ☒ c) 146.
 - d) 200.
 - e) 250.
4. (Unitau-SP) Se numa transformação isobárica, uma massa gasosa tiver seu volume aumentado de $\frac{3}{4}$ a temperatura:
- a) permanecerá constante.
 - ☒ b) aumentará na proporção de $\frac{7}{4}$.
 - c) diminuirá na proporção de $\frac{7}{4}$.
 - d) duplicará seu valor.
 - e) triplicará seu valor.
5. (UFG-GO) No gráfico a seguir, está representada a variação de volume com a temperatura de um mol de gás, em duas condições diferentes.



Nessas condições, classifique os itens a seguir em verdadeiros ou falsos.

- I. Em $V = 4 \text{ L}$, as pressões são idênticas.
- II. As massas são diferentes.
- III. As variações representadas ocorrem à pressão constante.
- IV. Em $V = 8 \text{ L}$, as temperaturas são idênticas.

6. (UPF-RS) Ao fazer uma análise do comportamento físico-químico dos gases, foram feitas as seguintes constatações:



Reprodução/UPF-RS, 2014.



- I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento e, conseqüentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.
- II. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica, e for exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará menor volume.
- III. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura.

Está **correto** apenas o que se afirma em:

- a) I e II.
- b) II.
- ☒ c) I e III.
- d) I.
- e) II e III.

Transformação isocórica

Essa transformação, também chamada de transformação isométrica ou isovolumétrica, ocorre a volume constante e relaciona as variações de pressão em função das variações de temperatura.

Essa relação pode ser verificada, por exemplo, na alteração que ocorre na pressão dos pneus de automóveis.

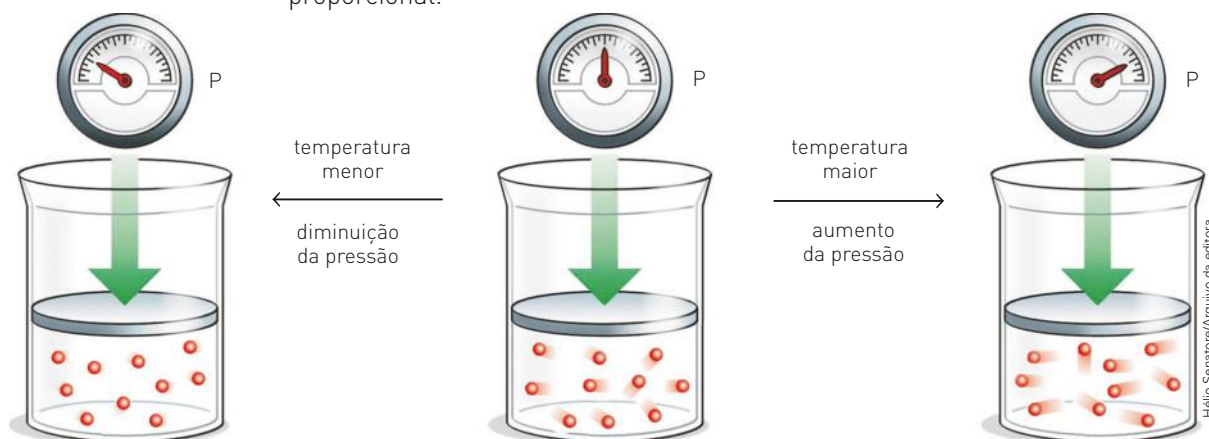
Considere que um pneu sem câmara, cujo volume interno permanece constante, é utilizado em um automóvel conforme o esquema a seguir:



// O aquecimento dos pneus durante o movimento provoca um aumento da pressão do ar contido no seu interior.

Constata-se que um aumento na temperatura de uma massa fixa de gás, mantida a volume constante, acarreta um aumento na pressão exercida por essa massa de gás. Observando novamente o esquema, nota-se que P e T não variam na mesma proporção quando a temperatura é medida em graus Celsius ($^{\circ}\text{C}$).

Em 1802, Joseph Gay-Lussac verificou que, se a temperatura fosse medida pela escala Kelvin (K), a pressão (P) e a temperatura (T) apresentariam variação proporcional.



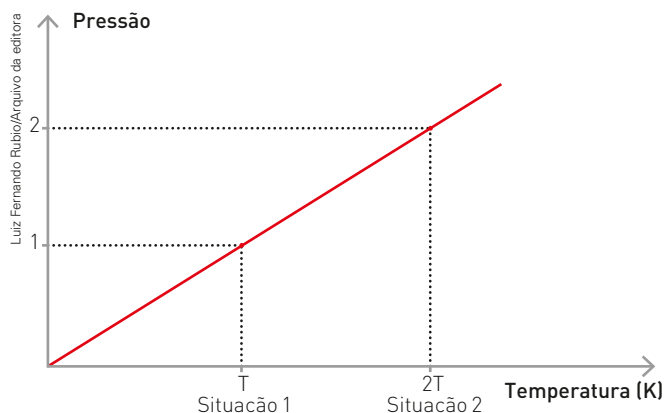
// A ilustração representa a relação entre temperatura e pressão, para uma massa fixa de gás mantida a volume constante.

Lei de Gay-Lussac: para uma massa fixa de gás, mantida a volume constante, a pressão exercida pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

Como vimos, em Matemática, duas grandezas são diretamente proporcionais quando o seu quociente é uma constante. Então, ao dobrar a temperatura absoluta, a pressão do gás também dobra, mantendo o volume constante. Assim, temos:

$$\text{Lei de Gay-Lussac: } \frac{P}{T} = k$$

Experimentalmente, essa lei pode ser verificada observando a variação da pressão que ocorre quando uma massa fixa de gás, a volume constante, é submetida a aquecimento.



Situação I

$$\frac{P_1}{T_1} = k \quad \frac{1}{T} = k$$

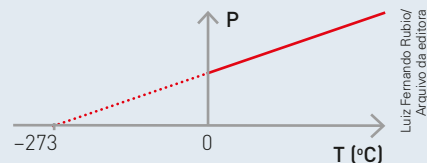
Situação II

$$\frac{P_2}{T_2} = k \quad \frac{2}{2T} = k$$

Observe que a razão $\frac{P}{T}$ (T em Kelvin) nas duas situações corresponde a um mesmo valor (k); logo, podemos concluir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

A pressão e a temperatura em Celsius não são grandezas de proporcionalidade direta. Se a relação entre a pressão e a temperatura fosse feita na escala Celsius, o gráfico teria o aspecto mostrado ao lado.



Exercício resolvido

Certa massa de gás hélio (He), mantida em um recipiente fechado a -33°C , exerce uma pressão de 1,50 atm. Calcule a que temperatura a pressão do gás hélio nesse recipiente será igual a 190 mmHg.

Solução

Para uma massa fixa de gás a volume constante, temos: $\frac{P}{T} = k$ ou $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

Lembre-se: a temperatura deve ser medida em Kelvin.

Dados:

$$P_1 = 1,50 \text{ atm}$$

$$P_2 = 190 \text{ mmHg} = 0,25 \text{ atm}$$

$$T_1 = -33^\circ\text{C} + 273 = 240 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

A seguir, substituímos os dados na equação, isolando a nossa incógnita (T_2):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 \cdot P_2}{P_1} \Rightarrow T_2 = \frac{0,25 \text{ atm} \cdot 240 \text{ K}}{1,50 \text{ atm}} \Rightarrow T_2 = 40 \text{ K}$$

Fundamentando seus conhecimentos

- Nas transformações isovolumétricas de uma quantidade fixa de gás, pode-se afirmar que:
 - o volume ocupado pelo gás é inversamente proporcional à temperatura.
 - o volume ocupado pelo gás irá variar linearmente com a temperatura.
 - ☒ a pressão do gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.
 - a pressão do gás é inversamente proporcional à sua temperatura absoluta.
 - a pressão do gás é independente de sua temperatura.
- As fotografias abaixo mostram produtos muito presentes em nosso dia a dia. A respeito deles, responda:



- Se o saco contendo batatas fritas for colocado, fechado, ao sol, ele irá "estufar". Justifique.
 - Os rótulos das latas de aerossóis advertem para o fato de que elas não devem ser incineradas, pois podem explodir. Justifique.
- Pode-se imaginar que, do ponto de vista microscópico, a pressão de um gás no interior de um frasco seja causada pelas colisões de suas moléculas contra as paredes internas do recipiente.
 - Sugira duas formas de aumentar a pressão no interior do frasco, sem alterar a quantidade de gás.
 - Explique o motivo pelo qual cada uma dessas alterações iria aumentar a pressão do gás.

- Pequenos cilindros contendo gás butano são utilizados em fogareiros. Se no rótulo do cilindro contiver a informação: "Manter em lugar fresco. Não aquecer acima de 127 °C. Risco de explosão!", qual é a possível pressão máxima que o cilindro suporta?

Considere que ele foi industrialmente fechado a 17 °C e 1 atm.



- Considere uma amostra de gás hélio (He) confinada num dado recipiente, sofrendo uma série de transformações. Os resultados obtidos constam do quadro abaixo.

P (atm)	T (K)	T (°C)
2	300	27
a	600	b
8	c	d
f	e	-123

Determine os valores de a, b, c, d, e, f.

- A tabela a seguir mostra os resultados experimentais do aquecimento realizado em um frasco de volume igual a 5 L que continha uma certa quantidade de gás hélio (He).

Temperatura do gás (K)	Pressão do gás (mmHg)
200	1 000
400	2 000
600	3 000
800	4 000

Pela análise desses dados:

- Pode-se afirmar que, para uma quantidade fixa de gás e a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura em kelvin? Justifique.
- Caso a temperatura fosse elevada para 1 000 K, qual seria o valor da pressão?
- Com os dados da tabela, faça um gráfico Pressão do gás em mmHg *versus* Temperatura absoluta (kelvin). Considere a pressão no eixo das ordenadas e a temperatura no eixo das abscissas.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (PUC-RJ) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4 atm em um dia frio, à temperatura de 7 °C. Supondo que o volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos, qual será a pressão de calibração nos dias em que a temperatura atinge 37 °C?
- a) 21,1 atm
x b) 4,4 atm
c) 0,9 atm
d) 760 mmHg
e) 2,2 atm
2. (UFF-RJ) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685,0 mmHg, à temperatura de 22 °C. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:
- a) 0,24 atm.
b) 0,48 atm.
x c) 0,95 atm.
d) 1,50 atm.
e) 2,00 atm.
3. (UFPE) Uma lata de *spray* qualquer foi utilizada até não mais liberar seu conteúdo. Nesse momento, podemos dizer:
- I. A pressão de gases no interior da lata é zero.
II. A pressão de gases no interior da lata é igual à pressão atmosférica.
III. Existe vácuo no interior da lata.
IV. Ao aquecermos a lata, a pressão em seu interior não varia.
V. Ao aquecermos a lata e pressionarmos sua válvula, gases sairão novamente da mesma.
- Chamando-se C o conjunto das afirmações corretas e I o conjunto das afirmações incorretas temos:
- x a) $C = \{II, V\}$; $I = \{I, III, IV\}$.
b) $C = \{I, II, V\}$; $I = \{III, IV\}$.
c) $C = \{I, II, III\}$; $I = \{IV, V\}$.
d) $C = \{I, III, IV\}$; $I = \{II, V\}$.
e) $C = \{II, IV, V\}$; $I = \{I, III\}$.
4. (Fuvest-SP) O rótulo de uma lata de desodorante em aerossol apresenta, entre outras, as seguintes informações:
"Propelente: gás butano. Mantenha longe do fogo".
A **principal** razão dessa advertência é:
- x a) O aumento da temperatura faz aumentar a pressão do gás no interior da lata, o que pode causar uma explosão.
b) A lata é feita de alumínio, que, pelo aquecimento, pode reagir com o oxigênio do ar.
c) O aquecimento provoca o aumento do volume da lata, com a consequente condensação do gás em seu interior.
d) O aumento da temperatura provoca a polimerização do gás butano, inutilizando o produto.
e) A lata pode se derreter e reagir com as substâncias contidas em seu interior, inutilizando o produto.
5. (UFPI) Rótulos em latas do tipo *spray* advertem para que estas não sejam aquecidas sob risco de explosão. Indique a equação que mais diretamente explicaria a razão desse aviso.
- a) $m_1 = m_2 + m_3$
b) $P_1 V_1 = P_2 V_2$
c) $P_1 = P_2 + P_3$
x d) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
e) $\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$
6. (Unicamp-SP) Uma garrafa de 1,5 L, indeformável e seca, foi fechada por uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atm e a temperatura, de 27 °C. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57 °C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.
- a) Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?
b) Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique.

7. As lâmpadas de filamento geralmente são preenchidas com um gás nobre, o argônio, com a finalidade de evitar que o filamento se oxide e também para retardar a vaporização do tungstênio, que constitui o filamento.



Suponha que a pressão interna do argônio seja de 1,0 atm a 17 °C. Calcule o valor da pressão exercida pelo argônio quando a lâmpada for aquecida até 435 K.

8. (UnB/PAS-DF) O comportamento dos gases exigiu de físicos e químicos o desenvolvimento da hoje denominada teoria cinética dos gases, que contribuiu para a evolução do modelo atômico. A ideia

central dessa teoria é a de que a energia calorífica na matéria é uma manifestação do movimento das partículas que a constituem. Com relação ao modelo cinético dos gases, julgue os itens que se seguem em verdadeiros ou falsos.

1. Segundo esse modelo, as moléculas de um gás estão em constante movimento retilíneo e desordenado.
2. Se, durante uma festa de aniversário, um garoto esconder um balão cheio de ar na geladeira, então, ao retirá-lo cerca de duas horas depois, o garoto observará um aumento do diâmetro do balão.
3. O número de colisões entre as moléculas do gás nitrogênio colocado nos pneus de um carro de Fórmula 1 diminui no decorrer da corrida.
4. Considerando que a pressão atmosférica na superfície de um lago é aproximadamente duas vezes menor que a pressão no fundo, uma bolha de ar que se forme no fundo desse lago, ao atingir a superfície, terá seu volume diminuído em aproximadamente duas vezes.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UCDB-MS) Considerando-se as transformações físicas de certa massa de gás, contida em um recipiente fechado, na transformação:
 - a) isobárica, o volume e a temperatura absoluta são inversamente proporcionais.
 - b) isobárica, o volume e a pressão são diretamente proporcionais.
 - c) isotérmica, a temperatura e a pressão são diretamente proporcionais.
 - ✗ d) isotérmica, o volume e a pressão são inversamente proporcionais.
 - e) isovolumétrica, a pressão e a temperatura absoluta são inversamente proporcionais.
2. (Unicid-SP) Comprime-se um gás, à pressão constante de 1,0 atm, empurrando um êmbolo de modo que seu volume passe de $0,20 \text{ m}^3$ para $0,10 \text{ m}^3$. Sabendo que a compressão foi realizada a 27°C , calcule a pressão que deve ser aplicada para manter o mesmo volume de gás comprimido, à temperatura de 0°C .
3. O oxigênio de uma instalação hospitalar é armazenado em “cilindros” de aço com capacidade igual

a 45 L. No local onde o cilindro está instalado a temperatura é mantida a $27,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ para que a pressão interna permaneça igual a $20,0 \cdot 10^5\text{ Pa}$. Ao ser transportado para outro local, um cilindro foi deixado temporariamente próximo de um forno, quando então sua temperatura atingiu $54,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Nessas condições, a pressão do gás, no interior do cilindro, em pascal, passou a ser próxima de:

- a) $35,0 \cdot 10^5$.
b) $40,0 \cdot 10^5$.
c) $51,2 \cdot 10^5$.
d) $45,2 \cdot 10^5$.
X e) $21,8 \cdot 10^5$.

4. (UFPB) Antes de iniciar uma viagem, um motorista cuidadoso calibra os pneus de seu carro, que estão à temperatura ambiente de 27°C , com uma pressão de 30 lb/pol^2 . Ao final da viagem, para determinar a temperatura dos pneus, o motorista mede a pressão dos mesmos e descobre que esta aumentou para 32 lb/pol^2 . Se o volume dos pneus permanece inalterado e se o gás no interior é ideal, o motorista determinou a temperatura dos pneus como sendo:
- a) 17°C . c) 37°C . e) 57°C .
b) 27°C . x d) 47°C .

5. (Vunesp-SP) Os desodorantes do tipo aerossol contêm em sua formulação solventes e propelentes inflamáveis. Por essa razão, as embalagens utilizadas para a comercialização do produto fornecem no rótulo algumas instruções, tais como:

- Não expor a embalagem ao sol.
- Não usar próximo a chamas.
- Não descartar em incinerador.



Uma lata desse tipo de desodorante foi lançada em um incinerador a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 1 atm . Quando a temperatura do sistema atingiu $621\text{ }^{\circ}\text{C}$, a lata explodiu. Considere que não houve deformação durante o aquecimento. No momento da explosão a pressão no interior da lata era:

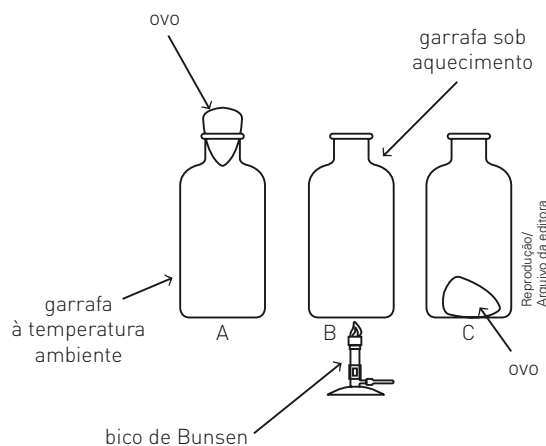
- a) $1,0\text{ atm}$.
 - b) $2,5\text{ atm}$.
 - ☒ c) $3,0\text{ atm}$.
 - d) $24,8\text{ atm}$.
 - e) $30,0\text{ atm}$.
6. Um gás está contido em um cilindro de volume constante V com pressão de $1,0\text{ atm}$ e temperatura de $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Esse cilindro possui uma válvula de segurança que libera o gás quando a pressão excede $5,0\text{ atm}$. Qual a temperatura máxima que esse gás pode ter sem que haja liberação?
- a) $125\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - ☒ b) $1217\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - c) $50\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - d) $200\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - e) $25\text{ }^{\circ}\text{C}$
7. (UFG-GO) Uma lata de refrigerante tem o volume total de 350 mL . Essa lata está aberta e contém somente o ar atmosférico, e é colocada dentro de

um forno a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Após a lata atingir essa temperatura, ela é fechada. A seguir, tem sua temperatura reduzida a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Com o decréscimo da temperatura, ocorre uma redução da pressão interna da lata que levará a uma implosão. Ante o exposto, calcule a pressão no interior da lata no momento imediatamente anterior à implosão e o volume final após a implosão.

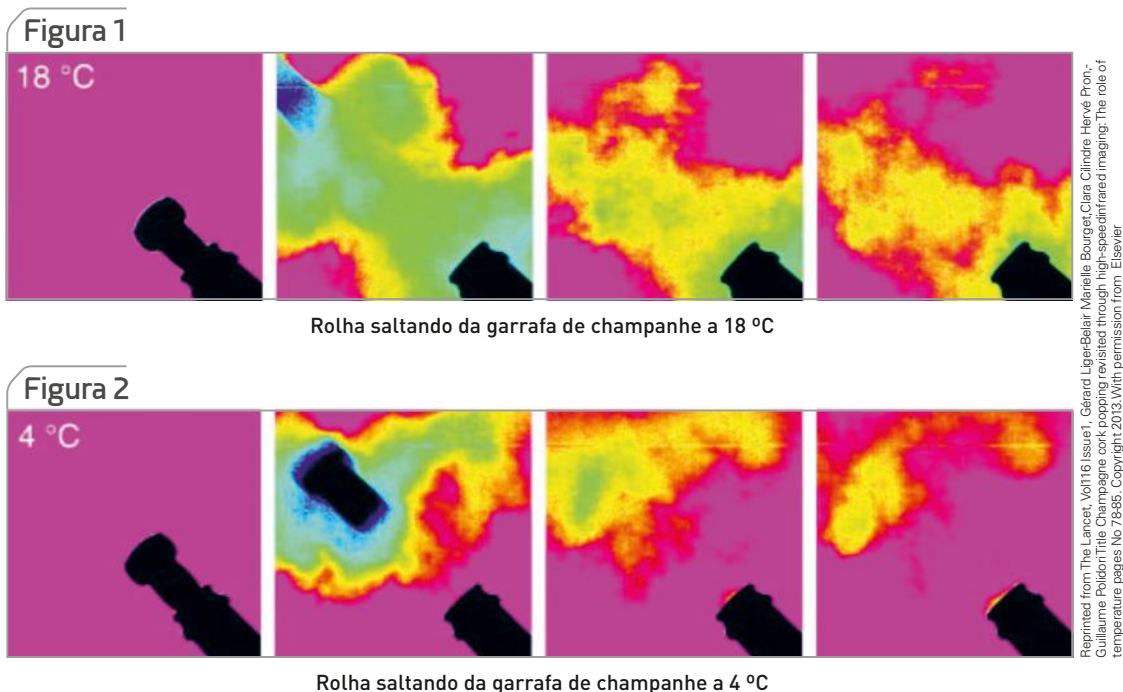
8. (USS-RJ) Um pneu de automóvel tem sua pressão aumentada em 15% depois de uma viagem. Suponha que a temperatura inicial do pneu seja 300 K e que não haja alteração do seu volume. Nesse caso, a variação de temperatura no pneu equivale, em kelvin, a:

- a) 25 .
- b) 35 .
- ☒ c) 45 .
- d) 55 .

9. (UFG-GO) Considere o esquema apresentado abaixo, em que um experimento é executado do seguinte modo: um ovo cozido e sem casca, colocado sobre o bocal de uma garrafa à temperatura ambiente, não passa para seu interior em virtude de seu diâmetro ser levemente maior que o do bocal, conforme desenho A. Em seguida, o ovo é retirado e a garrafa é aquecida a $60\text{ }^{\circ}\text{C}$, conforme desenho B. Com a garrafa ainda aquecida, o ovo é recolocado sobre o bocal da garrafa e, durante o processo de resfriamento da garrafa, ele passa para seu interior, conforme desenho C. Explique o fenômeno que ocorre no experimento descrito e justifique por que o ovo, após o resfriamento, passa pelo bocal da garrafa.



10. [Vunesp-SP] Uma equipe de cientistas franceses obteve imagens em infravermelho da saída de rolhas e o consequente escape de dióxido de carbono em garrafas de champanhe que haviam sido mantidas por 24 horas a diferentes temperaturas. As figuras 1 e 2 mostram suas seqüências de fotografias tiradas a intervalos de tempo iguais, usando garrafas idênticas e sob suas condições de temperatura.



[Pesquisa Fapesp, janeiro de 2013. Adaptado.]

As figuras permitem observar diferenças no espocar de um champanhe: a 18 °C, logo no início, observa-se que o volume de CO₂ disperso na nuvem gasosa – não detectável na faixa da luz visível, mas sim do infravermelho – é muito maior do que quando a temperatura é de 4 °C. Numa festa de fim de ano, os estudantes utilizaram os dados desse experimento para demonstrar a lei que diz:

- a) O volume ocupado por uma amostra de gás sob pressão e temperaturas constantes é diretamente proporcional ao número de moléculas presentes.
- ☒ b) A pressão de uma quantidade fixa de um gás em um recipiente de volume constante é diretamente proporcional à temperatura.
- c) Ao aumentar a temperatura de um gás, a velocidade de suas moléculas permanece constante.
- d) A pressão de uma quantidade fixa de um gás em temperatura constante é diretamente proporcional à quantidade de matéria.
- e) O volume molar de uma substância é o volume ocupado por um mol de moléculas.

Texto para as questões 11 e 12.

Um gás perfeito possui um volume de 100 litros e está a uma temperatura de 27 °C e a uma pressão igual a 1 atm (101 000 Pa). Este gás é comprimido a temperatura constante até atingir o volume de 50 litros.

11. [PUC-RJ] Calcule a pressão do gás quando atingir o volume de 50 litros.

- ☒ a) 2 atm
- b) 4 atm
- c) 6 atm
- d) 8 atm
- e) 0 atm

12. [PUC-RJ] O gás é em seguida aquecido a volume constante até atingir a temperatura de 627 °C. Calcule a pressão do gás nesta temperatura.

- a) $\frac{1}{3}$ atm
- b) 1 atm
- c) 2 atm
- d) 3 atm
- ☒ e) 6 atm

Equação geral dos gases

A partir das equações que relacionam as três transformações gasosas de uma massa fixa de gás, $PV = k$, $\frac{V}{T} = k$ e $\frac{P}{T} = k$, as quais apresentam um mesmo valor de k , podemos obter uma equação que relaciona as três variáveis de estado (P , V e T), quando nelas ocorrem modificações simultâneas.

A equação:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

é conhecida por equação geral dos gases e permite, por exemplo, que, conhecendo o volume de um gás x em determinadas condições de temperatura e pressão, possamos determinar seu volume em outras condições de temperatura e pressão. Esse cálculo também pode ser feito para a determinação de temperaturas e pressões diferentes, a partir de valores iniciais.

Quando estamos ao nível do mar, a pressão atmosférica é sempre igual a 1 atm, porém, em diferentes regiões da Terra, observamos diferentes temperaturas. Embora os valores de 1 atm e 25 °C sejam considerados condições ambientes ou estado-padrão, a temperatura ambiente nem sempre corresponde a esse valor-padrão.



Vitor Mairgo/Opção Brasil Imagens

// Temperatura ambiente alta ao nível do mar. Rio de Janeiro, 2017.



www.fotoarena.com.br

// Temperatura ambiente baixa ao nível do mar. Ilha Geórgia do Sul, 2017.

SAIBA MAIS

A vida no limite: a ciência da sobrevivência, de Frances Ashcroft. Editora Jorge Zahar.

Relato da ciência da sobrevivência e dos desafios que enfrentamos em ambientes altamente hostis: em grandes altitudes, sob intensa pressão, no calor e o frio extremos, na velocidade, no espaço.

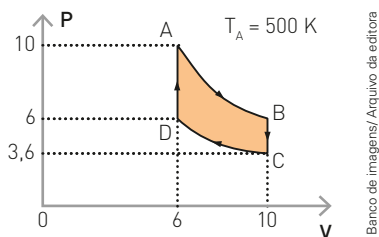
Condições Normais de Temperatura e Pressão (Cntp, TPN ou CN)

As comparações das propriedades dos gases são feitas a partir de certos referenciais, estabelecidos arbitrariamente e conhecidos por Condições Normais.

$$\begin{aligned} P_{\text{normal}} &= 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \cong 100 \text{ kPa} \\ T_{\text{normal}} &= 0 \text{ }^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K} \end{aligned}$$

Exercício resolvido

Uma massa fixa de um gás perfeito passa pelo ciclo ABCD, conforme ilustrado a seguir, dentro de um pistão (cilindro com êmbolo). A temperatura em A é $T_A = 500 \text{ K}$.



- I. Determine as temperaturas em B, C e D.
- II. Identifique o nome das transformações gasosas:

$A \rightarrow B$; $B \rightarrow C$; $C \rightarrow D$ e $D \rightarrow A$

Solução

Inicialmente, vamos anotar os dados referentes aos pontos A, B, C e D.

A	B	C	D
$P_A = 10$	$P_B = 6$	$P_C = 3,6$	$P_D = 6$
$V_A = 6$	$V_B = 10$	$V_C = 10$	$V_D = 6$
$T_A = 500 \text{ K}$	$T_B = ?$	$T_C = ?$	$T_D = ?$

A seguir, aplicamos a equação dos gases, relacionando o ponto A com os demais:

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B} \Rightarrow T_B = \frac{P_B V_B T_A}{P_A V_A} \Rightarrow T_B = \frac{6 \cdot 10 \cdot 500}{10 \cdot 6} \Rightarrow T_B = 500 \text{ K}$$

Note que a temperatura em A e B é a mesma, logo, trata-se de uma transformação isotérmica. Podemos chegar à mesma conclusão consultando o gráfico. Observe que os pontos A e B estão na mesma hipérbole (mesma isoterma).

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_C V_C}{T_C} \Rightarrow T_C = \frac{P_C V_C T_A}{P_A V_A} \Rightarrow T_C = \frac{3,6 \cdot 10 \cdot 500}{10 \cdot 6} \Rightarrow T_C = 300 \text{ K}$$

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_D V_D}{T_D} \Rightarrow T_D = \frac{P_D V_D T_A}{P_A V_A} \Rightarrow T_D = \frac{6 \cdot 6 \cdot 500}{10 \cdot 6} \Rightarrow T_D = 300 \text{ K}$$

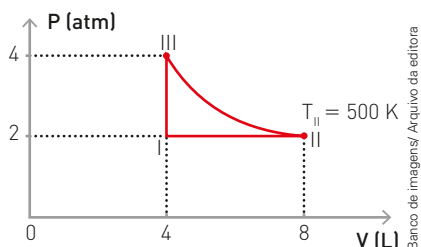
Observe que a temperatura de C e D é a mesma, logo, na passagem $C \rightarrow D$ ocorre uma transformação isotérmica.

Observe que esses pontos estão na mesma hipérbole, a exemplo de A e B.

Nas passagens $B \rightarrow C$ e $D \rightarrow A$, os volumes permanecem constantes e são, respectivamente, 10 e 6; logo, caracterizam transformações isocóricas.

Fundamentando seus conhecimentos

Considere o diagrama abaixo, que representa transformações de uma massa fixa de gás, e responda às questões 1 a 9.



1. Qual o valor da pressão em I?
2. Qual o valor da pressão em II?
3. Qual é a transformação ocorrida na passagem de I para II?
4. Qual o valor do volume em III?

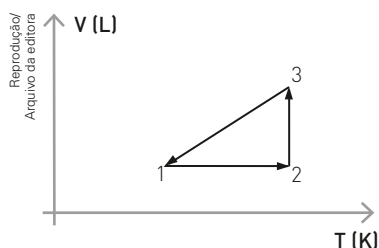
5. Qual o valor do volume em I?
6. Qual é a transformação ocorrida na passagem de III para I?
7. Determine a temperatura em I.
8. Determine a temperatura em III.
9. Qual é a transformação ocorrida na passagem de II para III?
10. Uma amostra de gás oxigênio foi colocada em um recipiente com capacidade para 100 L, à temperatura de 27°C . Nesse momento, mediu-se a pressão exercida pelo gás, obtendo-se 3 atm. Caso essa mesma quantidade de gás fosse colocada em um recipiente com capacidade para 50 L, porém a uma temperatura de 127°C , qual seria a pressão dessa amostra de oxigênio?

11. Para estudar a alta atmosfera, os meteorologistas utilizam pequenos equipamentos de medidas presos em balões de hélio. Todo esse conjunto é conhecido como balão meteorológico. Um balão meteorológico, feito de tecido deformável, contém 90 L de gás hélio a 27 °C e 1 atm. Qual volume o balão ocupará se subir para um local de pressão 520 mmHg e temperatura de -13 °C.



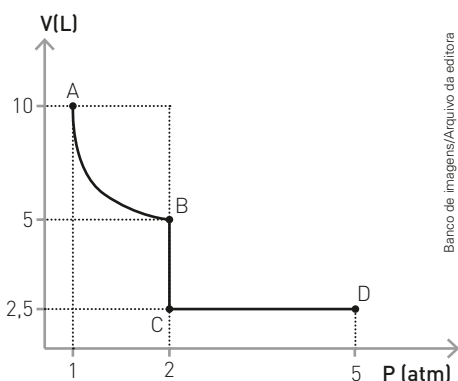
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFC-CE) O gráfico abaixo representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal.



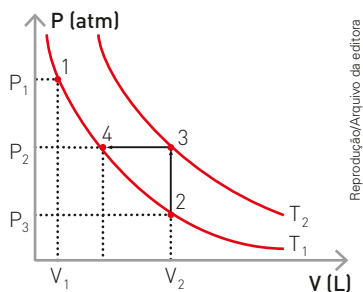
Analise-o. A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas (1 → 2, 2 → 3 e 3 → 1), com suas respectivas denominações, é:

- a) Isobárica, adiabática e isotérmica.
 - b) Isovolumétrica, isobárica e isotérmica.
 - x c) Isovolumétrica, isotérmica e isobárica.
 - d) Isotérmica, isobárica e isovolumétrica.
 - e) Isovolumétrica, isobárica e adiabática.
2. O gráfico abaixo indica as transformações sofridas por uma quantidade fixa de gás ideal.



- a) Identifique as transformações.
 - A para B:
 - B para C:
 - C para D:
- b) A temperatura do gás no estado A é igual a 127 °C. Determine a temperatura desse gás nos estados B, C e D.

3. (Cesgranrio-RJ) A análise do gráfico a seguir, que mostra as transformações sofridas por um gás ideal quando variamos a sua temperatura, pressão ou volume, permite-nos afirmar que o gás evolui:



- a) isobaricamente de 1 a 2.
 - b) isotermicamente de 2 a 3.
 - x c) isobaricamente de 3 a 4.
 - d) isometricamente de 4 a 2.
 - e) isometricamente de 3 a 4.
4. (Asces-PE) O ar de um pulmão contendo 355 mL é exalado em uma máquina a fim de se medir a capacidade pulmonar. Se o ar é exalado dos pulmões a uma pressão de 1,08 atm e temperatura de 37 °C, mas a máquina encontra-se em condições ambientais de 1,00 atm e 27 °C, o volume de ar medido pela máquina é:
- a) 395 mL.
 - x b) 371 mL.
 - c) 360 mL.
 - d) 321 mL.
 - e) 312 mL.
5. (UFU-MG) A atmosfera é composta por uma camada de gases que se situam sobre a superfície da Terra. Imediatamente acima do solo, ocorre uma região da atmosfera conhecida como troposfera, na qual ocorrem as nuvens, os ventos e a chuva. Ela tem uma altura aproximada de 10 km, a temperatura no seu topo é cerca de -50 °C e sua pressão é de 0,25 atm. Se um balão resistente a altas pressões, cheio com

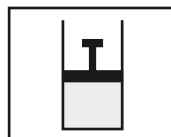
gás hélio até um volume de 10,0 L, a 1,00 atm e 27,0 °C é solto, o volume desse balão, quando chegar ao topo da troposfera, será de:

- a) 40,0 L. x d) 29,7 L.
b) 74,1 L. x e) 22,3 L.
c) 36,3 L.

6. (Unicamp-SP) A partir de dados enviados de Vênus por sondas espaciais norte-americanas e soviéticas, pode-se considerar que, em certos pontos da superfície desse planeta, a temperatura é de 327 °C e a pressão atmosférica é de 100 atm. Sabendo-se que na superfície da Terra o volume molar de um gás ideal é 24,6 litros a 27 °C e 1,00 atm, o valor desse volume nesses pontos de Vênus seria de:

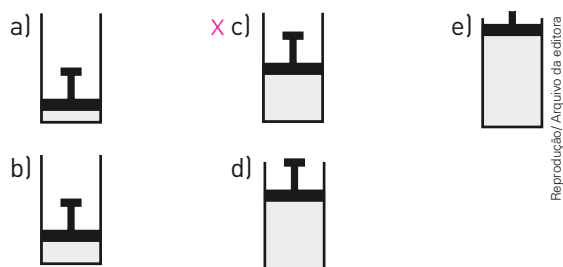
- a) 2,97 L. x d) 0,49 L.
b) 2,47 L. x e) 0,29 L.
c) 1,43 L.

7. (UFV-MG) Considere uma amostra de gás contida em um cilindro com pistão nas condições normais de temperatura e pressão (0 °C ou 273 K e 1 atm), conforme figura ao lado. Suponha que a pressão sobre o gás seja dobrada (2 atm) e que a temperatura seja aumentada para 273 °C.



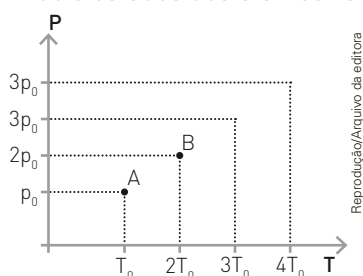
Reprodução/
Arquivo da editora

Se o gás se comporta como gás ideal, nessas novas condições, a figura que melhor representa a amostra gasosa no cilindro com pistão é:



Reprodução/ Arquivo da editora

8. (UFRGS-RS) O diagrama a seguir representa a pressão (P) em função da temperatura absoluta (T), para uma amostra de gás ideal. Os pontos A e B indicam dois estados desta amostra.



Reprodução/Arquivo da editora

Sendo V_A e V_B os volumes correspondentes aos estados indicados, podemos afirmar que a razão

$$\frac{V_A}{V_B} \text{ é:}$$

- a) $\frac{1}{4}$.
b) $\frac{1}{2}$.
x c) 1.
d) 2.
e) 4.

9. (Ufpel-RS) Um gás ideal, contido num recipiente provido de um êmbolo móvel, ocupa um volume $V_1 = 9$ litros quando a pressão é $P_1 = 2$ atm e a temperatura é $T_1 = 27$ °C. Numa primeira experiência, o gás sofre uma transformação, representada no gráfico da figura I, de forma que a pressão atinge o valor $P_2 = 3$ atm.

- a) Diga qual o tipo de transformação sofrida pelo gás e calcule o volume V_2 por ele ocupado em sua nova condição.

Numa segunda experiência, partindo das mesmas condições iniciais, o gás sofre a transformação, representada no gráfico da figura II, de forma que sua temperatura atinge o valor $T_2 = 57$ °C.

- b) Diga qual o tipo de transformação sofrida pelo gás e calcule o volume V_2 ocupado pelo gás em sua nova condição.

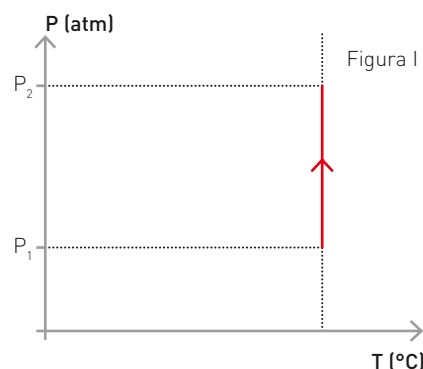


Figura I

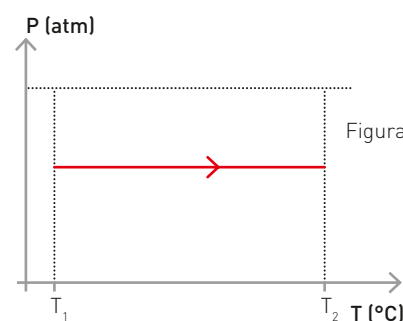


Figura II

Ilustrações: Reprodução/ Arquivo da editora

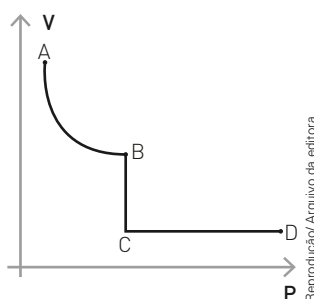
Desafiando seus conhecimentos

1. (UFG-GO) Considere um gás ideal submetido às transformações.

Considere, também, as seguintes leis:

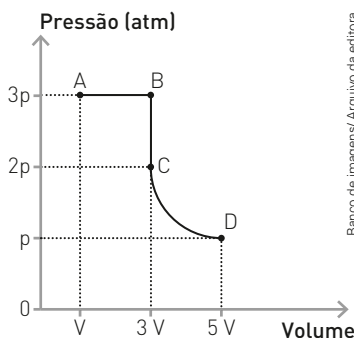
- Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. (Lei de Gay-Lussac).
- Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua pressão. (Lei de Boyle).
- Sob pressão constante, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. (Lei de Charles).

- a) Associe as transformações $A \rightarrow B$; $B \rightarrow C$ e $C \rightarrow D$ às leis correspondentes. Justifique sua resposta.
- b) Esboce os gráficos dessas transformações, mostrando as grandezas que sofrem variações e identificando a(s) que permanece(m) constante(s).



Reprodução/ Arquivo da editora

2. Um gás perfeito, que no estado A está à temperatura de 27°C , sofre as transformações mostradas no gráfico ao lado, indo para o estado D. Qual será a temperatura dessa massa gasosa no estado D?



Banco de imagens/ Arquivo da editora

3. O gás natural, encontrado em reservatórios de petróleo, apresenta como um de seus principais componentes o gás metano, CH_4 . Certa quantidade de metano em um reservatório de 1 m^3 a 0°C apresenta pressão de $54,6\text{ mmHg}$. Qual será a pressão exercida pela mesma quantidade de metano em um cilindro de 50 litros a 27°C ?

4. Um balão meteorológico de 840 L contém hélio a 7°C exercendo uma pressão de 380 mmHg . Calcule o novo volume do balão quando a pressão for de $0,25\text{ atm}$ e sua temperatura -23°C .

5. (UEPG-PR) Certa massa de gás ocupa um volume de 1 m^3 a 323°C , exercendo uma pressão de 1 atm no recipiente que a contém. Reduzindo-se a temperatura para 25°C e o volume ocupado pelo gás para 25 litros, qual será a pressão no sistema, em atm?

6. (UFJF-MG) Em um laboratório de Química (pressão = 600 mmHg e temperatura = 300 K) foi realizada uma reação entre magnésio metálico e ácido clorídrico, na qual foram produzidos 30 mL de gás hidrogênio. Se aumentássemos a pressão para 800 mmHg e aquecêssemos o sistema a uma temperatura de 400 K , o volume de hidrogênio produzido corresponderia a:

- x a) 30 mL . c) 120 mL . e) 20 mL .
b) 60 mL . d) 40 mL .

7. Uma pessoa inala aproximadamente $2,0\text{ L}$ de ar antes de tossir estando a 1 atm e a 25°C . Com a inalação, a epiglote e as cordas vocais se fecham, retendo o ar nos pulmões, dentro dos quais é aquecido até 37°C e comprimido pela ação do diafragma e dos músculos torácicos, até o volume de $1,7\text{ L}$. A abertura rápida da epiglote e das cordas vocais expelle esse ar de maneira abrupta. A pressão aproximada do ar contido nos pulmões imediatamente antes de tossir vale aproximadamente:
- a) $1,02\text{ atm}$. x c) $1,22\text{ atm}$. e) $1,44\text{ atm}$.
b) $1,11\text{ atm}$. d) $1,33\text{ atm}$.

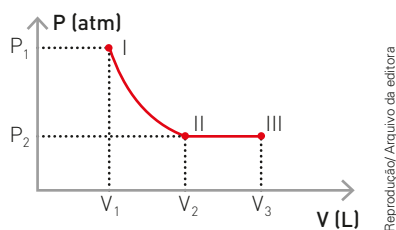
8. Em relação à questão anterior, pode-se dizer que a liberação do ar aprisionado é muito rápida ao tossir porque:

- a) a pressão interna do ar (nos pulmões) é menor do que a externa e isso empurra o ar para fora.
b) a pressão interna do ar (nos pulmões) é menor do que a externa e isso empurra o ar para dentro.
x c) a pressão interna do ar (nos pulmões) é maior do que a externa e isso empurra o ar para fora.
d) a pressão interna do ar (nos pulmões) é maior do que a externa e isso empurra o ar para dentro.
e) a pressão interna do ar (nos pulmões) é igual a externa, e isso expelle rapidamente o ar pra fora.

9. (FURRN) No alto de uma montanha, o termômetro marca 15°C e o barômetro, 600 mmHg. Ao pé da montanha, a temperatura é de 25°C e a pressão é 760 mmHg. A relação entre os volumes ocupados pela mesma massa de gás no alto da montanha e ao pé da montanha é

- a) 2,1. d) 2.
b) 1,5. x e) 1,2.
c) 12.

10. (PUC-PR) O gráfico a seguir representa as transformações sofridas por determinada massa de gás ideal.



As transformações sofridas pelo gás do estado I para o II e do II para o III são, respectivamente:

- a) isotérmica e isocórica.
b) isotérmica e isotérmica.
c) isobárica e isotérmica.
d) isocórica e isotérmica.
x e) isotérmica e isobárica.

11. Um frasco aberto, inicialmente a 27°C , é aquecido a 127°C e nessa temperatura é fechado. A seguir o frasco fechado é resfriado até voltar a temperatura inicial. Sabendo que a pressão no local do experimento é igual a 720 mmHg, qual a pressão do gás no interior do frasco fechado a 27°C ?

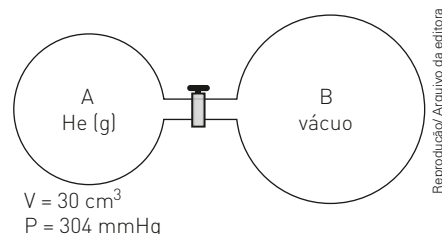
- a) 960 mmHg x d) 540 mmHg
b) 720 mmHg e) 360 mmHg
c) 600 mmHg

14. Foram obtidos os seguintes resultados medindo os volumes ocupados por uma massa fixa de amônia à temperatura constante.

Estado	I	II	III	IV	V	VI
Pressão (atm)	2,0	5,0	8,0	8,1	10	12
Volume (L)	10	4,0	2,4	0,020	0,020	0,020

- a) Represente os dados da tabela em um gráfico cartesiano $V \times P$.
b) Discuta a validade ou não da Lei de Boyle nessas transformações isotérmicas e justifique.

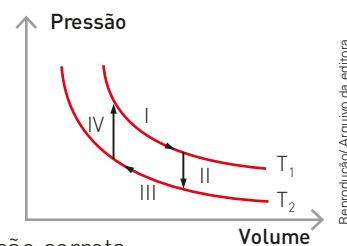
12. Têm-se dois balões A e B interligados por um tubo de comunicação munido de torneira. O balão A tem capacidade de 30 cm^3 e contém gás hélio sob pressão de 304 mmHg. O balão B está vazio ("vácuo"). Abrindo a torneira de comunicação, depois de um tempo prolongado, e mantendo constante a temperatura, a pressão do hélio no sistema (com a torneira aberta) é igual a 0,15 atm.



Desprezando o volume do tubo de comunicação entre os balões, concluímos que o volume do balão B é igual a:

- a) 80 cm^3 . d) 50 L.
b) 0,80 L. x e) 0,05 L.
c) 60 cm^3 .

13. (UFC-CE) Considere o gráfico ao lado representativo de um processo cíclico para um gás ideal. Das afirmativas a seguir, indique a opção correta.

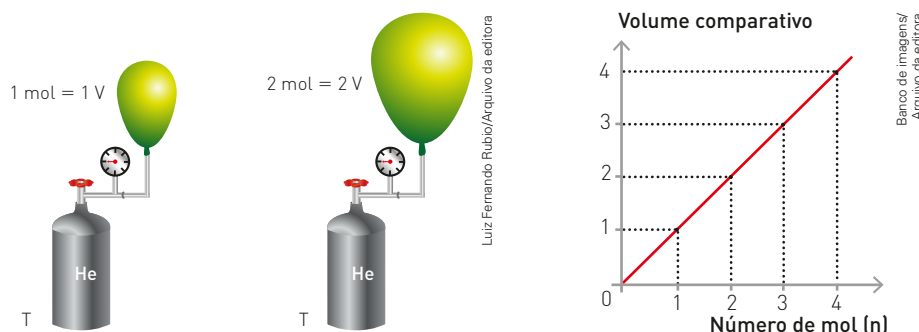


- a) Na etapa II, ocorre uma expansão adiabática.
x b) Na etapa I, ocorre uma expansão isotérmica.
c) Na etapa III, ocorre uma compressão isobárica.
d) Na etapa IV, ocorre uma expansão isotérmica.
e) Na etapa I, ocorre uma expansão isobárica.

Quantidade de matéria e equação de estado

Volume molar

Em condições idênticas de temperatura e pressão, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade de matéria, ou seja, ao seu número de mol.



Ao dobrarmos o número de mol do gás contido no balão, mantendo as mesmas condições de pressão e temperatura, seu volume também dobra.

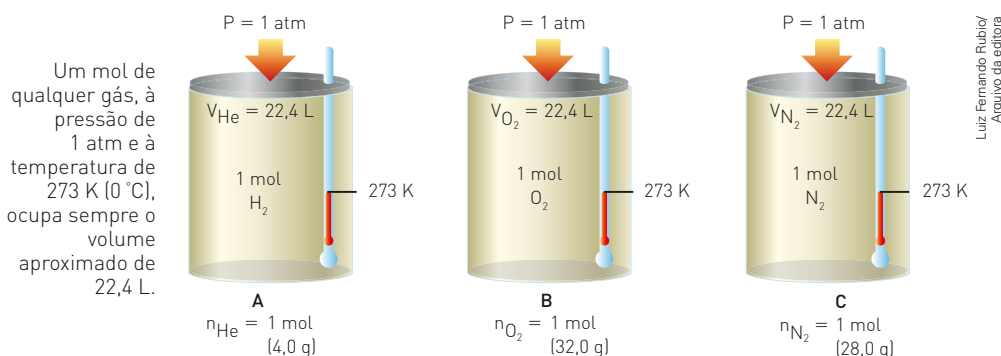
Logo, a relação entre o volume e o número de mol é constante.

$$\frac{V}{n} = k$$

Em um mol de qualquer gás, o número de moléculas é sempre $6,0 \cdot 10^{23}$, nas mesmas condições de pressão e temperatura. Dessa forma, ele ocupará sempre o mesmo volume.

O volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura, é denominado volume molar.

O volume molar foi determinado experimentalmente considerando-se as Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), ou seja, à pressão de 1 atm e à temperatura de 273 K, e corresponde a, aproximadamente, 22,4 L.



Vejamos alguns valores do volume molar de gases em outras condições:

25 °C e 1 atm = 24,5 L · mol⁻¹

0 °C e 1 bar = 10⁵ Pa = 22,71 L · mol⁻¹



Imagine dois pneus idênticos, de mesmo volume: um cheio somente com gás nitrogênio, com pressão de 27 psi (unidade de pressão equivalente a libra-força/polegada²), e o outro cheio de ar, com pressão também de 27 psi, ambos à mesma temperatura.

A massa dos dois pneus é a mesma?

O número de moléculas dos gases é igual nos dois pneus?

Você conheceu o trabalho de Avogadro na Unidade 8. Ele não teve seu trabalho reconhecido em vida, mas somente dois anos após sua morte, graças a outro químico italiano, Stanislao Cannizzaro (1826-1910), que em 1858 estabeleceu a teoria atômico-molecular baseando-se na hipótese de Avogadro.

Lei de Avogadro

Em 1811, o cientista italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) enunciou sua famosa lei, também conhecida na época por Hipótese de Avogadro, segundo a qual volumes iguais de diferentes gases, a uma mesma temperatura e pressão, contêm igual número de moléculas. A Hipótese de Avogadro, também chamada Princípio de Avogadro, normalmente é enunciada da seguinte maneira:

Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substância em mols ou moléculas.

Equação de estado dos gases ideais

Quaisquer que sejam as transformações sofridas por uma massa fixa de gás, a relação $\frac{PV}{T}$ apresenta sempre um valor constante que depende do número de mol do gás. Quando essa quantidade for igual a 1 mol, a constante será representada por R.

Para 1 mol de qualquer gás, $\frac{PV}{T} = R$. O valor de R nas CNTP pode, então, ser calculado:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101,325 \text{ kPa}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$V_{\text{molar}} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{PV}{T} = R \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = R \Rightarrow R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ ou}$$

$$\frac{PV}{T} = R \Rightarrow \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = R \Rightarrow R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ ou}$$

$$\frac{PV}{T} = R \Rightarrow \frac{101,325 \text{ kPa} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{273 \text{ K}} = R \Rightarrow R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Genericamente, para um número qualquer de mol (n), temos:

$$\frac{PV}{T} = nR \Rightarrow PV = nRT$$

Essa equação é também conhecida por Equação de Clapeyron.

Qualquer gás que obedeça a essa lei será considerado um **gás perfeito** ou **ideal** e, por isso, essa equação é conhecida por **equação de estado dos gases ideais**.

Gás ideal e gás real

Um gás perfeito ou ideal é aquele que obedece às leis de Boyle-Mariotte, Charles e Gay-Lussac.

Isso significa que, em determinadas condições, ele pode sofrer transformações isotérmica, isocórica e isobárica, de acordo com o modelo que descreve esse gás.

Esse modelo considera como sendo um gás perfeito aquele em que as colisões entre as partículas e o recipiente são consideradas perfeitamente elásticas, não ocorrendo variação de energia nesse processo.

Os gases que conhecemos são gases reais. Para que um gás real tenha um comportamento próximo ao de um gás perfeito, é necessário aumentar a temperatura e reduzir a pressão de uma massa pequena de gás.

O gás real nessa situação comporta-se de modo aproximado ao ideal porque, havendo poucas moléculas a uma baixa pressão, a distância média entre elas é maior; além disso, como as moléculas apresentam elevada energia cinética média devido ao aumento de temperatura, as colisões entre elas são praticamente elásticas.

No Ensino Médio, todos os gases são considerados gases perfeitos. A diferença entre gás real e perfeito é estudada com detalhes no Ensino Superior.

Exercícios resolvidos

1. Qual o volume de um balão contendo 44,0 g de gás hélio, utilizado em parques de diversões, em um dia em que a temperatura é igual a 28 °C e a pressão, no interior do balão, é $2,5 \cdot 10^2$ kPa? (Dados: $R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do He = $4,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Solução

Após anotarmos os dados, devemos usar a equação de estado, isolando a nossa incógnita.

$$m = 44,0 \text{ g He}$$

$$M = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 28 \text{ °C} + 273 = 301 \text{ K}$$

$$P = 2,5 \cdot 10^2 \text{ kPa}$$

$$R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$V = ?$$

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT \Rightarrow V = \frac{mRT}{MP} \Rightarrow V = \frac{44,0 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 301 \text{ K}}{4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2,5 \cdot 10^2 \text{ kPa}} \Rightarrow V = 110 \text{ L}$$

2. A que temperatura deve ser aquecido um frasco aberto a fim de que $\frac{1}{4}$ do gás nele contido, a 27 °C, seja expulso?

Solução

Neste exercício, ocorreu uma variação no número de mol contido no frasco. Como o responsável pela variação foi o aquecimento, devemos comparar as duas situações: antes e depois do aquecimento.

Veja um esquema que facilitará a resolução deste tipo de exercício:



Situação 1

$$T_1 = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$n_1 = n$$

$$P_1 = P$$

$$V_1 = V$$

Situação 2

$$T_2 = ?$$

$$n_2 = \frac{3}{4} n$$

$$P_2 = P$$

$$V_2 = V$$

Note que:

- adotamos n para indicar o número de mol contido inicialmente no frasco;
- como o frasco está aberto em ambas as situações, a pressão se mantém constante e é igual à pressão atmosférica;
- adotamos V para indicar o volume do frasco, que é o mesmo ocupado pelo gás em ambas as situações.

Então, temos:

$$\text{Situação 1: } P_1 V_1 = n_1 R T_1$$

$$\text{Situação 2: } P_2 V_2 = n_2 R T_2$$

Como ocorreu uma variação no estado do gás, devemos relacionar as duas situações e estabelecer um quociente entre as equações:

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2}$$

Substituindo os valores, temos:

$$\frac{PV}{PV} = \frac{nR \cdot 300 \text{ K}}{\frac{3}{4} nR T_2} \Rightarrow 1 = \frac{300 \text{ K}}{\frac{3}{4} T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{300 \text{ K}}{\frac{3}{4}} \Rightarrow T_2 = 400 \text{ K} = 127^\circ \text{C}$$

- Um balão A contém 8,8 g de CO_2 , e um balão B contém N_2 . Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N_2 no balão B.

(Dados: massas atômicas: C = 12; O = 16; N = 14)

Solução

De acordo com a Hipótese de Avogadro, volumes iguais de quaisquer gases, mantidas as mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam igual número de mol.

Assim, podemos afirmar que:

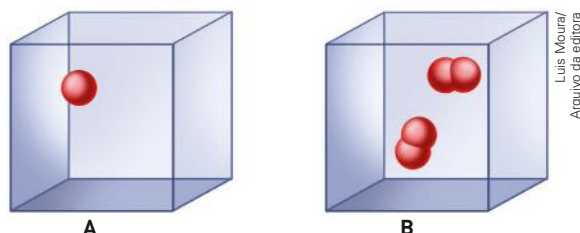
$$n_{\text{N}_2} = n_{\text{CO}_2} \Rightarrow \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

Substituindo os valores:

$$\frac{m_{\text{N}_2}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{8,8 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow m_{\text{N}_2} = 5,6 \text{ g}$$

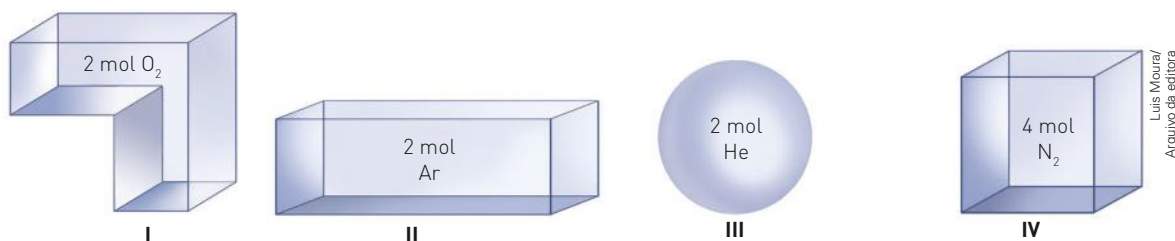
Fundamentando seus conhecimentos

- Considere que os dois frascos (A e B) sejam idênticos e que a temperatura permaneça constante.

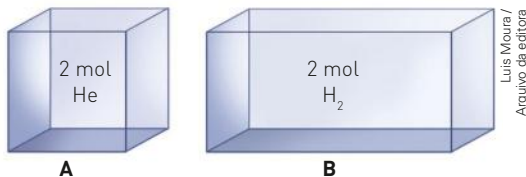


Compare a pressão dos gases nos frascos e justifique sua resposta.

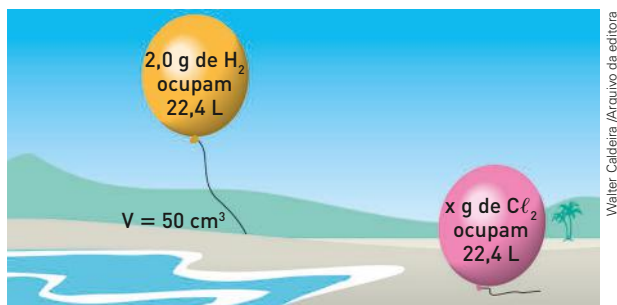
- A temperatura está constante, os gases são ideais e os frascos I, II, III e IV apresentam o mesmo volume. Compare a pressão nos quatro frascos e justifique sua resposta.



3. A temperatura está constante, os gases são ideais e o volume do frasco B é o dobro do volume do frasco A. Compare a pressão nos dois frascos e justifique sua resposta.



4. Os dois balões de mesmo volume estão sob as mesmas condições de pressão e temperatura. O balão amarelo tem 2,0 g de gás hidrogênio (H_2).



Determine a massa do gás cloro (Cl_2) presente no balão rosa. (Dados: massas atômicas: $H = 1$; $Cl = 35,5$.)

5. Uma bola de futebol de volume constante de 2,24 L é enchida com ar até alcançar a pressão interna de 3,0 atm a $0^\circ C$.

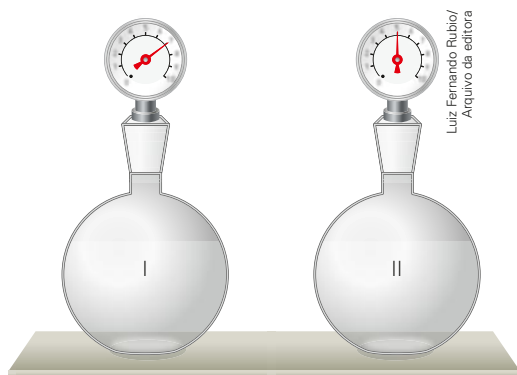
Responda:

- Qual é o número de mol de ar na bola?
- Qual é a massa de ar contida na bola?

Dados: massa molar do ar: 29 g/mol;

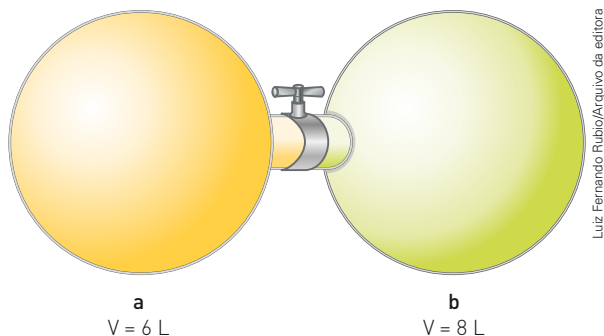
$$R = 0,082 = \frac{22,4 \text{ atm} \cdot L}{273 \text{ mol} \cdot K}$$

6. Considere os frascos a seguir, utilizados no laboratório para estudar o comportamento de substâncias gasosas:



Os frascos têm a mesma capacidade e possuem manômetros para indicar a pressão exercida pelo gás em seu interior. No frasco I, são adicionados 32 gramas de metano (CH_4), enquanto no frasco II são adicionados 16 gramas de hélio. Sabendo que os dois frascos estão à mesma temperatura e que a pressão exercida pelo gás nobre é igual a 8 atm, responda:

- Qual frasco apresenta maior quantidade de gás expressa em mols?
 - Qual a pressão exercida pelo gás metano no frasco I? Dados: $C = 12$, $H = 1$, $He = 4$.
7. Dois balões de vidro de mesma capacidade estão em um mesmo ambiente à mesma temperatura e pressão. O primeiro contém 1,6 g de metano (CH_4), enquanto o segundo contém 4,4 g de um óxido de nitrogênio. Considerando que $H = 1$, $C = 12$, $N = 14$ e $O = 16$, responda:
- Qual a massa molar do óxido de nitrogênio?
 - Qual dos gases a seguir poderia estar no segundo balão? Justifique.
 - NO
 - N_2O
 - NO_2
8. Considere um sistema formado por dois frascos, a e b, conectados por um tubo de volume desprezível. Observe o esquema abaixo:



Inicialmente, com a torneira fechada, o frasco a contém 0,25 mol de gás hidrogênio a $27^\circ C$.

- Determine a pressão exercida pelo hidrogênio no frasco a com a torneira fechada. Dados: $R = 0,08 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$.
- Ao abrir a torneira, o gás irá se expandir ocupando todo o volume do sistema. Determine a pressão do sistema com a torneira aberta após a situação de equilíbrio. Considere a temperatura constante durante toda a transformação.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Um botijão de gás propano, com volume interno igual a 41 L, contém 10 mol de gás a 27 °C. Admitindo que o gás tenha comportamento ideal, qual será a pressão dentro do botijão?

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

2. A respeito da pressão, em atm, exercida por 5 mol de O_2 ocupando um volume de 30,0 L a 27 °C um aluno comentou:

I. A pressão é diretamente proporcional à quantidade em mol do gás.

II. A pressão vale 4,1 atm.

III. A pressão é diretamente proporcional ao volume ocupado pelo gás.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Está(ão) correto(s) somente o(s) comentário(s):

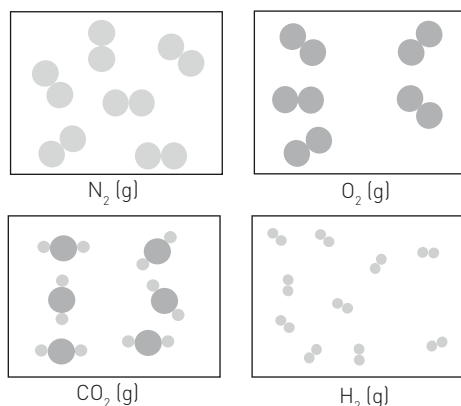
- a) I.
b) II.
c) III.
d) I e III.
x e) I e II.
3. A pressão, em kPa, exercida por 80 g de metano (CH_4), ocupando um volume de 8,31 L a 127 °C, valerá:
- Dados: $R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
 $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol}$.
- a) 4000 kPa.
b) 3000 kPa.
x c) 2000 kPa.
d) 1000 kPa.
e) 500 kPa.
4. O volume, em litros, ocupado por uma amostra gasosa com 20 g de H_2 , em um cilindro com pistão móvel e sem atrito a -23 °C e que exerce uma pressão de 623 mmHg, valerá:
- Dados: $R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
 $M_{\text{H}_2} = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- x a) 250 L.
b) 125 L.
c) 60 L.
d) 25 L.
e) 12,5 L.

5. Uma amostra gasosa de 128 g de SO_2 , ocupando um volume de 22,4 L e exercendo uma pressão de 2,0 atm, estará na temperatura de:

Dados:

$$R = \frac{22,4}{273} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- a) 546 °C.
b) 546 K.
c) 273 °C.
x d) 273 K.
e) 300 K.
6. Uma amostra de 22 g de um gás X exerce uma pressão de 3,0 atm a 27 °C, ocupando um volume de 4,1 L. A massa molar de X será igual a:
- Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- a) 22 g/mol.
x b) 44 g/mol.
c) 88 g/mol.
d) 132 g/mol.
e) 264 g/mol.
7. (UEL-PR) Considerando os gases estomacais: nitrogênio (N_2), oxigênio (O_2), hidrogênio (H_2) e dióxido de carbono (CO_2) e observando a figura a seguir, quais deles estão sob a mesma temperatura e mesma pressão? O tamanho das moléculas dos gases não está em escala real, encontra-se ampliado em relação ao volume constante e igual do recipiente que as contém, para efeito de visualização e diferenciação das espécies.



- a) N_2 e O_2
b) H_2 e N_2
c) O_2 e CO_2
d) O_2 e H_2
x e) CO_2 e N_2

8. (Unaerp-SP) O argônio é um gás raro utilizado em solda, por arco voltaico, de peças de aço inoxidável. Qual a massa de argônio contida num cilindro de 9,84 L que, a 27 °C, exerce uma pressão de 5 atm?

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Massa molar do ar = $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

9. Na tentativa de minimizar os efeitos gerados pela emissão de gás carbônico, foram criadas medidas como os créditos de carbono. Créditos de carbono são certificações dadas para empresas, indústrias e países que conseguem reduzir a emissão de CO_2 na atmosfera. Cada tonelada de CO_2 não emitida ou retirada da atmosfera equivale a um crédito de carbono. Determine o volume aproximado ocupado pela quantidade de CO_2 equivalente a 1 crédito de carbono coletado a 27 °C e pressão de 1 atm.

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;

$C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

1 tonelada = 10^6 g .

10. (UFRS) Um extintor de incêndio contém 4,4 kg de gás carbônico. Qual o volume máximo (em litros) de gás que é liberado na atmosfera, a 27 °C e 1 atm?
- Dados: Massa molar do $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Texto para a próxima questão:

Um peixe ósseo com bexiga natatória, órgão responsável por seu deslocamento vertical, encontra-se a 20 m de profundidade no tanque de um oceanário. Para buscar alimento, esse peixe se desloca em direção à superfície; ao atingi-la, sua bexiga natatória encontra-se preenchida por 112 mL de oxigênio molecular.

11. (Uerj) Considere que o oxigênio molecular se comporta como gás ideal, em condições normais de temperatura e pressão.

Quando o peixe atinge a superfície, a massa de oxigênio molecular na bexiga natatória, em miligramas, é igual a:

Dados: $O = 16$; $V_{\text{CNTP}} = 22,4 \text{ L/mol}$.

- a) 80.
b) 120.
x c) 160.
d) 240.

12. (FGV-SP)

Créditos de carbono são certificações dadas a empresas, indústrias e países que conseguem reduzir a emissão de gases poluentes na atmosfera. Cada tonelada de CO_2 não emitida ou retirada da atmosfera equivale a um crédito de carbono.

(<http://www.brasil.gov.br/meio-ambiente/2012/04/credito-carbono>. Adaptado)

Utilizando-se $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, a quantidade de CO_2 equivalente a 1 (um) crédito de carbono, quando coletado a 1,00 atm e 300 K, ocupa um volume aproximado, em m^3 , igual a

Dados: $C = 12$; $O = 16$.

- a) 100.
b) 200.
c) 400.
x d) 600.
e) 800.

13. (UPM-SP) Em um experimento no qual foi envolvido um determinado gás ideal X, uma amostra de 2,0 g desse gás ocupou o volume de 623 mL de um balão de vidro, sob temperatura de 127 °C e pressão de 1 000 mmHg. Considerando-se que esse gás X seja obrigatoriamente um dos gases presentes nas alternativas a seguir, identifique-o. Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$ e $S = 32$. Constante universal dos gases ideais = $62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) H_2
b) O_2
c) NO_2
d) SO_2
x e) SO_3

14. (Insper-SP)

Automóveis movidos a gás natural veicular possuem em seu interior um compartimento adequadamente selado e seguro para armazenagem desse combustível.

(www.aen.pr.gov.br)

Considerando-se um veículo estacionado, com motor desligado, durante um período de horas em que a temperatura no seu interior variou desde a mínima de 18 °C ao longo da madrugada até a máxima de 38 °C ao longo do dia, calcula-se corretamente que o valor da variação percentual da pressão do gás armazenado nesse período de tempo foi de aproximadamente:

- a) 20. d) 2.
b) 70. x e) 7.
c) 0,7.

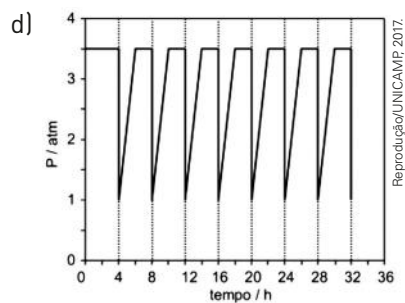
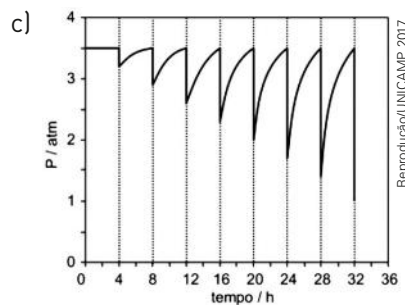
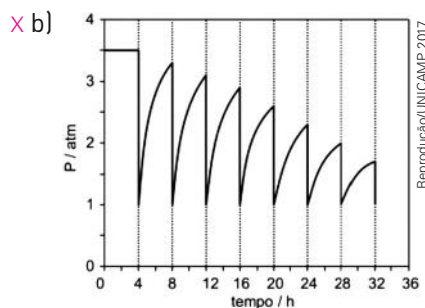
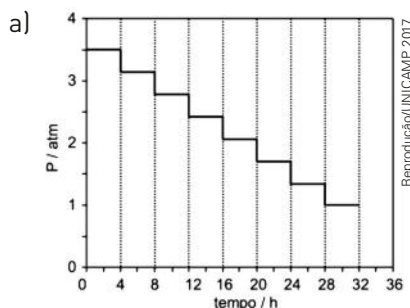
15. (PUC-SP) Um cilindro de 8,2 L de capacidade contém 320 g de gás oxigênio a 27 °C. Um estudante abre a válvula do cilindro, deixando escapar o gás até que a pressão seja reduzida para 7,5 atm. Supondo-se que a temperatura permaneça constante, a pressão inicial no cilindro e a massa de gás liberada serão, respectivamente:

[Dado: $O = 16$.]

- x a) 30 atm e 240 g.
 b) 30 atm e 160 g.
 c) 63 atm e 280 g.
 d) 2,7 atm e 20 g.
 e) 63 atm e 140 g.

16. (Unicamp-SP) Bebidas gaseificadas apresentam o inconveniente de perderem a graça depois de abertas. A pressão do CO_2 no interior de uma garrafa de refrigerante, antes de ser aberta, gira em torno de 3,5 atm, e é sabido que, depois de aberta, ele não apresenta as mesmas características iniciais. Considere uma garrafa de refrigerante de 2 litros, sendo aberta e fechada a cada 4 horas, retirando-se de seu interior 250 mL de refrigerante de cada vez.

Nessas condições, pode-se afirmar corretamente que, dos gráficos a seguir, o que mais se aproxima do comportamento da pressão dentro da garrafa, em função do tempo é o



17. (UFPR) Temos volumes iguais de dois gases diferentes A e B, na mesma temperatura e pressão. A amostra do gás A tem massa igual a 1,60 g e a amostra do gás B tem uma massa igual a 3,35 g. Supondo que o gás A seja o oxigênio, qual é a massa molar do gás B?

[Dado: massa atômica do oxigênio = 16 u.]

- a) 71,00 g/mol
 b) 33,50 g/mol
 x c) 67,00 g/mol
 d) 70,05 g/mol
 e) 16,00 g/mol

Desafiando seus conhecimentos

1. (IFCE) A nossa atmosfera é composta por diferentes gases, dentre eles O_2 , CO_2 e N_2 , estes denominados gases reais. Para estudar o comportamento dos gases, primeiramente estudamos os denominados gases ideais, modelos em que as moléculas se movem ao acaso e são tratadas como moléculas de tamanho desprezível, nas quais a força de interação elétrica entre as partículas é nula. De acordo com o modelo dos gases

ideais, quando o número de mols de um gás permanece constante, a Lei dos Gases Ideais é expressa pela equação $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, onde:

P = pressão;

V = volume;

n = número de mols;

R = constante dos gases ideais;

T = temperatura em Kelvin.

De acordo com esta equação é verdadeiro afirmar-se que

- a) a pressão de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta se o volume se mantiver constante.
- x** b) a pressão é inversamente proporcional ao volume. Ou seja, ao diminuirmos a pressão de um gás nas condições ideais e com o número de mols constante e temperatura constante, o volume aumenta.
- c) pressão e volume do gás ideal independem da temperatura do mesmo.
- d) o número de mols de um gás varia de acordo com a pressão e o volume que este gás apresenta.
- e) a temperatura de um gás é sempre constante.

2. (Vunesp-SP) Nos frascos de *spray*, usavam-se como propelentes compostos orgânicos conhecidos como clorofluorcarbonos. As substâncias mais empregadas eram CClF_3 (Fréon 12) e $\text{C}_2\text{Cl}_3\text{F}_3$ (Fréon 113). Num depósito abandonado, foi encontrado um cilindro supostamente contendo um destes gases. Identifique qual é o gás, sabendo-se que o cilindro tinha um volume de 10,0 L, a massa do gás era de 85 g e a pressão era de 2,00 atm a 27 °C.

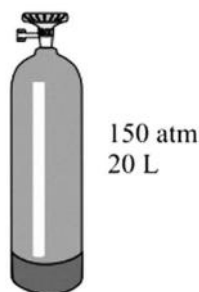
Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): H = 1; C = 12; F = 19, Cl = 35,5.

3. (Unifesp) A oxigenoterapia, tratamento terapêutico com gás oxigênio, é indicada para pacientes que apresentam falta de oxigênio no sangue, tais como portadores de doenças pulmonares. O gás oxigênio usado nesse tratamento pode ser comercializado em cilindros a elevada pressão, nas condições mostradas na figura. No cilindro, está indicado que o conteúdo corresponde a um volume de 3 m³ de oxigênio nas condições ambiente de pressão e temperatura, que podem ser consideradas como sendo 1 atm e 300 K, respectivamente.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, a massa de oxigênio, em kg, armazenada no cilindro de gás representado na figura é, aproximadamente:

- a) 0,98.
- b) 1,56.
- c) 1,95.
- d) 2,92.
- x** e) 3,90.



Reprodução/UNIFESP, 2009.

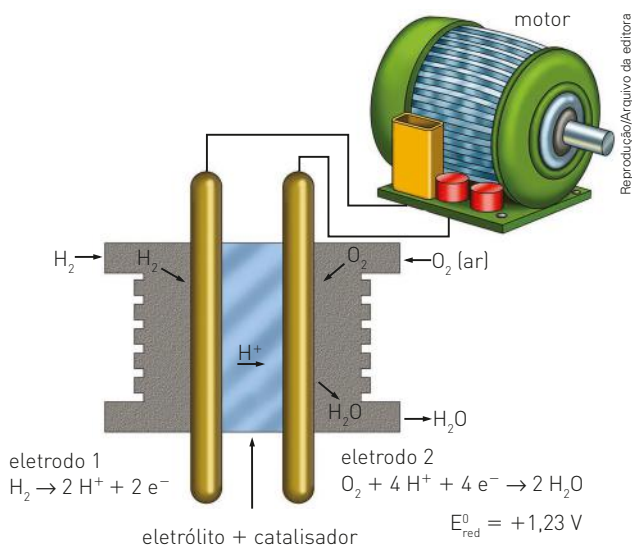
4. (UPE) Um tanque, contendo gás butano (C_4H_{10}) a 227 °C com capacidade de 4,10 m³, sofre um vazamento ocasionado por defeito em uma das válvulas de segurança. Procedimentos posteriores confirmaram uma variação de pressão na ordem de 1,5 atm. Admitindo-se que a temperatura do tanque não variou, pode-se afirmar que a massa perdida de butano, em kg, foi:

Dados: massas molares (g/mol): H = 1; C = 12. Constante dos gases: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- x** a) 8,7.
- b) 2,9.
- c) 15,0.
- d) 0,33.
- e) 330,3.

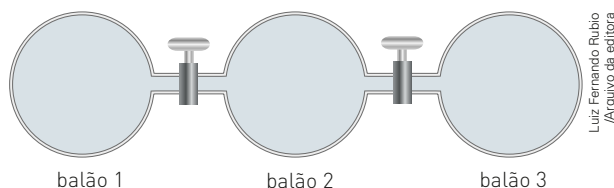
5. (UFRJ) Na busca por combustíveis mais “limpos”, o hidrogênio tem se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema a seguir mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor. Um protótipo de carro movido a hidrogênio foi submetido a um teste em uma pista de provas. Sabe-se que o protótipo tem um tanque de combustível (H_2) com capacidade igual a 164 litros e percorre 22 metros para cada mol de H_2 consumido. No início do teste, a pressão no tanque era de 600 atm e a temperatura, igual a 300 K.

Sabendo que, no final do teste, a pressão no tanque era de 150 atm e a temperatura, igual a 300 K, calcule a distância, em km, percorrida pelo protótipo.



Reprodução/Arquivo da editora

6. Três balões estão interligados por tubos de volume desprezível, providos de torneiras. Inicialmente o balão 1 está vazio, o balão 2 contém 6,8 g de H_2S (g) a 273°C e 4,48 atm e o balão 3 está vazio.



Qual a pressão no balão 1 após a abertura das torneiras?

Dados: $H = 1$; $S = 32$.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Capacidade do balão 1 = 1 L

Capacidade do balão 3 = 3 L

- x a) 1,5 atm
b) 2,24 atm
c) 0,55 atm
d) 0,20 atm
e) 3,4 atm
7. (UFV-MG) Mesmo não sendo permitido, um balão foi solto numa noite de festa junina. O balão tinha um volume interno de 5 litros e a temperatura do ar era de 12°C . O material inflamável localizado em sua abertura foi aceso e com isso o ar do seu interior foi aquecido até a temperatura de $40,5^\circ\text{C}$. Responda aos itens a seguir, considerando para efeito de cálculos que o ar atmosférico é constituído somente de nitrogênio (N_2) e que tenha comportamento ideal.
- Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $p = 1 \text{ atm}$ e temperatura termodinâmica absoluta = 273 K .
- a) Supondo que o ar atmosférico contenha somente N_2 , calcule o número de mol do gás contido no interior do balão à temperatura de 12°C .
- b) Calcule a massa de N_2 no interior do balão à temperatura de 12°C .
- c) Calcule o volume ocupado por 5 litros de nitrogênio, à pressão de 1 atm e temperatura de 12°C , quando a temperatura for elevada a $40,5^\circ\text{C}$, mantendo-se a pressão constante.
8. (PUC-RJ) O nitrogênio (N_2) tem sido oferecido em alguns postos de gasolina como alternativa para encher pneus, no lugar de ar [o oxigênio do ar, a altas pressões, diminui a vida útil dos pneus].

Encheu-se um pneu na temperatura ambiente (25°C) com nitrogênio, de modo que todo o seu volume (20 litros) foi preenchido até uma pressão de 5 atmosferas.

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do $\text{N}_2 = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) Qual a massa de N_2 introduzida no pneu?
b) Se, ao começar a rodar, a temperatura do pneu aumentar para 60°C , sem que haja mudança no seu volume, qual a nova pressão no seu interior?

9. (Unisa-SP – Adaptada) A potência de um anestésico que pode ser inalado é estimada a partir de suas características físico-químicas, dentre elas a concentração alveolar mínima (CAM), definida como a pressão alveolar que extingue o movimento em resposta a uma incisão cirúrgica em 50% dos pacientes.

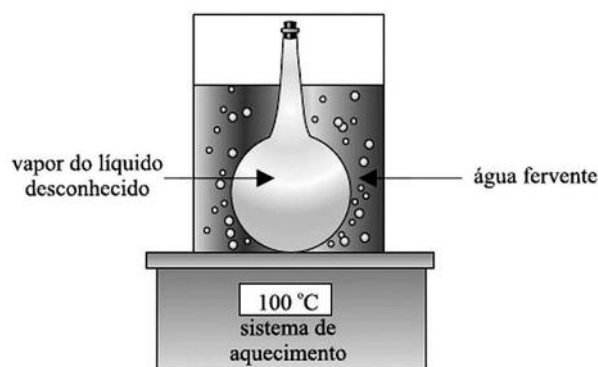
O anestésico sevoflurano, de fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_7\text{OF}_7$, tem CAM igual a 0,02 atm. Este composto é um éter formado pelos radicais metil e isopropil. Na sua estrutura, o radical metil tem um único átomo de hidrogênio substituído por um átomo de flúor, enquanto que os hidrogênios das duas extremidades do radical isopropil foram todos substituídos por átomos de flúor.

Em um procedimento cirúrgico, um indivíduo com capacidade pulmonar de 6 litros recebeu o anestésico sevoflurano em quantidade suficiente para atingir a CAM.

Considerando que a constante universal dos gases é igual a $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, calcule a quantidade de matéria em mol de sevoflurano contido num volume de ar expelido a 27°C equivalente à capacidade pulmonar daquele indivíduo.

10. (Unicid-SP) Numa sala de triagem de um pronto-socorro, acidentalmente, um termômetro se quebrou e praticamente todo o mercúrio contido no bulbo se espalhou pelo chão. No momento do acidente, a temperatura da sala era de 25°C .
- a) Considerando o volume da sala 240 m^3 , a pressão atmosférica do mercúrio $2,6 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$ a 25°C e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, calcule a quantidade de vapor de mercúrio, em g, que se espalhou na sala.
- b) Qual é o nome da liga metálica formada entre o mercúrio e outro metal? Esse tipo de liga é uma mistura homogênea ou heterogênea?

11. (Vunesp-SP) Para determinar a massa molar de uma substância desconhecida, porém líquida, pura e com ponto de ebulição inferior a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, pode-se utilizar uma técnica que consiste em introduzir a amostra em um bulbo de Dumas e submetê-lo a aquecimento em banho-maria.



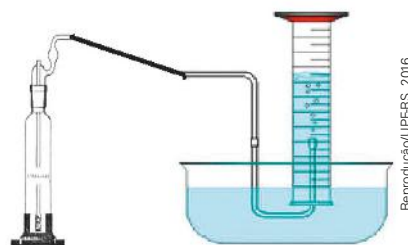
Um experimento nesse procedimento forneceu os seguintes resultados: massa de vapor = $1,0\text{ g}$; volume do bulbo = 410 cm^3 ; pressão = 1 atm e temperatura = $90\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Considere $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Calcule a massa molar da substância.

- a) $16,2\text{ g/mol}$
b) $32,4\text{ g/mol}$
c) $54,6\text{ g/mol}$
x d) $72,6\text{ g/mol}$
e) 108 g/mol
12. (Uece) Uma amostra de gás causador de chuva ácida, com massa de $4,80\text{ g}$, ocupa um volume de 1 L quando submetido a uma pressão de $1,5\text{ atm}$ e a uma temperatura de $27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Esse gás é o
a) dióxido de enxofre (SO_2).
x b) trióxido de enxofre (SO_3).
c) óxido nítrico (NO).
d) dióxido de nitrogênio (NO_2).
13. (UEG-GO) Uma massa de 708 g de um alcano foi armazenada em um recipiente de volume igual a 30 L e exerce uma pressão de 10 atm quando a temperatura é igual a $27\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Dado: $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
De acordo com os dados apresentados, o composto contido no recipiente é o:
a) etano (C_2H_6).
x b) butano (C_4H_{10}).
c) metano (CH_4).
d) propano (C_3H_8).

14. (UPF-RS) Um gás desconhecido foi obtido de uma reação química e foi coletado em um frasco próprio para gases. A massa inicial do frasco com o gás coletado foi de $34,867\text{ g}$. Foi elaborado um sistema de medição do volume desse gás em água, de acordo com a figura abaixo.

Figura 1: Coleta de gases em água

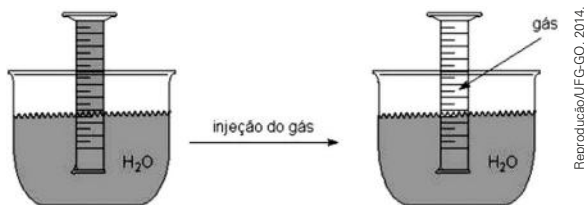


Após deslocar um volume de 224 cm^3 de água da proveta, é realizada uma nova medição da massa do frasco, encontrando-se uma massa de $34,227\text{ g}$. Considerando que o gás segue o modelo de gás ideal, assinale a alternativa que representa o gás da reação química.

Dados: $1\text{ mol de gás ideal} = 22,4\text{ L}$

- a) Hidrogênio (H_2).
b) Carbônico (CO_2).
x c) Metano (CH_4).
d) Pentano (C_5H_{12}).
e) Hélio (He).
15. (Uece) Com algumas informações e utilizando uma das leis dos gases ideais adaptada aos gases reais, é possível determinar a massa molecular de uma substância no estado gasoso. Baseado nesta informação, considere a seguinte situação: um balão com capacidade de 5 L encerra $16,77\text{ g}$ de um gás submetido a uma pressão de 2 atm , a uma temperatura de $47\text{ }^{\circ}\text{C}$. Utilizando estes dados e sabendo-se que esse gás apresenta ligações covalentes duplas em sua estrutura, pode-se concluir acertadamente que o gás contido no balão é o
Dado: $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
x a) dióxido de carbono (CO_2).
b) eteno (C_2H_4).
c) acetileno (C_2H_2).
d) propano (C_3H_8).
16. (UFG-GO) Em um experimento, 90 cm^3 de um gás são injetados em uma proveta submersa, de modo que o nível do gás em seu interior tenha a mesma

altura que a água da cuba, conforme esquema apresentado a seguir. O experimento ocorre a 29 °C. A massa do gás injetado é de 203 mg.



Dados: Pressão de vapor da H_2O a 29 °C = 30 mmHg; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Considerando o exposto, determine a massa molar do gás em questão.

17. Leia o texto para responder os itens abaixo:

Acidente com gás: congestionamento em SP chega a 126 km

O acidente ocorrido na Marginal Pinheiros às quatro horas da madrugada desta sexta-feira, 23, continua prejudicando o trânsito em toda zona Sul da cidade. Segundo a Companhia de Engenharia de Tráfego (CET), às 10h30 a lentidão do trânsito na capital atingia 126 quilômetros, ante uma média de 37 km para o horário. A dimensão do acidente levou a CET a suspender rodízio de carros. Uma carreta tombou [...], derrubando dez cilindros de gás t-butil mercaptana, dos quais dois vazaram. O gás é inflamável, mas não é tóxico; seu cheiro é muito forte e atingiu até a região do Parque do Ibirapuera, causando náuseas e dores de cabeça na população. [...]

O Estado de S. Paulo. Disponível em: <<http://brasil.estadao.com.br/noticias/geral,acidente-com-gas-congestionamento-em-sp-chega-a-126-km,20060623p28214>>. Acesso em: 19 jan. 2018.

Considerando que em cada cilindro de 1 640 L há 1,8 tonelada de t-butil mercaptana, exercendo uma pressão de 300 atm a 27 °C, determine:

- a massa molar desse gás;
- a fórmula molecular do t-butil mercaptana, sabendo que esse gás possui quatro átomos de carbono, além dos elementos enxofre e hidrogênio.

Dados: H = 1, C = 12, S = 32.

18. (UFPR)

“Gelo de fogo” escondido em permafrost é fonte de energia do futuro?

[...] Conhecido como “gelo que arde”, o hidrato de metano consiste em cristais de gelo com gás

preso em seu interior. Eles são formados a partir de uma combinação de temperaturas baixas e pressão elevada e são encontrados no limite das plataformas continentais, onde o leito marinho entra em súbito declive até chegar ao fundo do oceano.

Acredita-se que as reservas dessa substância sejam gigantescas. A estimativa é de que haja mais energia armazenada em hidrato de metano do que na soma de todo petróleo, gás e carvão do mundo.

Ao reduzir a pressão ou elevar a temperatura, a substância simplesmente se quebra em água e metano – muito metano.

Um metro cúbico do composto libera cerca de 160 metros cúbicos de gás a pressão e temperatura ambiente, o que o torna uma fonte de energia altamente intensiva. [...]

Disponível em: http://www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2014/04/140421_energia_metano_ms.shtml. Acesso em 21/04/2014. Texto adaptado.

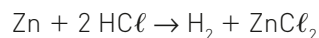
Dado: $R = 8,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Para armazenar todo o gás do interior de 1 m³ de “gelo de fogo” num cilindro de 1 m³ e à temperatura de 0 °C, é necessária uma pressão (em atm) de:

- 160.
- ☒ 146.
- 96.
- 48.
- 1.

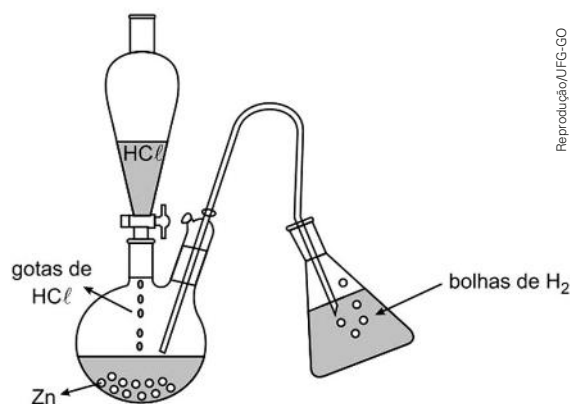
Texto para a próxima questão:

O gás hidrogênio pode ser produzido em laboratório a partir da reação química entre zinco metálico e ácido clorídrico, conforme esquema e equação química não balanceada apresentados a seguir.



Dados:

$d_{\text{HCl}} \cong 1,2 \text{ g/mL}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.



19. (UFG-GO) Levando em consideração a presença de 5 mg de hidrogênio no interior do frasco coletor com capacidade de 100 mL, e que ele esteja fechado, conclui-se que a pressão resultante, em atm, no interior do frasco a 25 °C será, aproximadamente, igual a:

- a) 0,12. c) 0,36. e) 1,20.
b) 0,24. x d) 0,60.

20. (Uerj) Dois balões idênticos são confeccionados com o mesmo material e apresentam volumes iguais. As massas de seus respectivos conteúdos, gás hélio e gás metano, também são iguais. Quando os balões são soltos, eles alcançam, com temperaturas idênticas, a mesma altura na atmosfera. Admitindo-se o comportamento ideal para os dois gases, a razão entre a pressão no interior do balão contendo hélio e a do balão contendo metano é igual a:

- a) 1. x c) 4.
b) 2. d) 8.

21. (Fuvest-SP) Uma equipe tenta resgatar um barco naufragado que está a 90 m de profundidade. O porão do barco tem tamanho suficiente para que um balão seja inflado dentro dele, expulse parte da água e permita que o barco seja içado até uma profundidade de 10 m. O balão dispõe de uma válvula que libera o ar, à medida que o barco sobe, para manter seu volume inalterado. No início da operação, a 90 m de profundidade, são injetados 20 000 mol de ar no balão. Ao alcançar a profundidade de 10 m, a porcentagem de ar injetado que ainda permanece no balão é:

(Dados: pressão na superfície do mar = 1 atm. No mar, a pressão da água aumenta de 1 atm a cada 10 m de profundidade. A pressão do ar no balão é sempre igual à pressão externa da água.)

- x a) 20. c) 50. e) 90.
b) 30. d) 80.

22. Resfria-se um recipiente contendo 37,3 L de vapor de água a 100 °C e 0,82 atm de pressão, até que todo o vapor se liquefaça. Qual o volume de água líquida obtida nas condições ambientes?

(Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; massa molar do $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; densidade do H_2O nas condições ambientes = 1,0 kg/L.)

- a) 18,0 L d) 22,4 cm³
b) 1,0 L x e) 18 cm³
c) $\frac{1}{18} \text{ cm}^3$

23. (Unicamp-SP) Aqui temos uma experiência muito interessante: num frasco de 380 mL e massa 100,00 g foram colocados cerca de 5 g de uma substância líquida. O frasco foi fechado com uma tampa com um orifício muito pequeno. A seguir, foi levado a uma estufa regulada em 107 °C, temperatura essa acima do ponto de ebulição da substância adicionada.

Assim que não se percebeu mais líquido no interior do frasco, esse foi retirado da estufa e deixado esfriar até a temperatura ambiente. Formou-se um pouco de líquido no fundo. Pesou-se o sistema e observou-se a massa de 101,85 g.

- a) Qual a quantidade de líquido, em mol, que sobrou no frasco?
b) Qual é a massa molar da substância do experimento?
c) A molécula da substância do experimento é constituída por apenas 1 átomo de carbono e mais 4 átomos iguais. Escreva a sua fórmula estrutural e o seu nome e explicita como procedeu para descobri-la. (Use a tabela periódica.)

24. (UEL-PR) Um balão de vidro de 1 litro, com torneira, aberto ao ar, foi ligado a uma "bomba de vácuo" durante algum tempo. Considerando-se que essa bomba é eficiente para baixar, a 25 °C, a pressão até a 10^{-4} mmHg , após fechar a torneira, quantos mols de oxigênio (O_2) foram retirados do balão? (O que resta de ar no balão é desprezível.)

(Dados: volume molar dos gases a 1 atm e 25 °C = 25 L/mol; composição aproximada do ar = 80% de N_2 e 20% de O_2 [% em mol]; pressão atmosférica = 760 mmHg.)

- a) $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
b) $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
c) $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
x d) $8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
e) $8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

25. (Uerj) Para descrever o comportamento dos gases ideais em função do volume V, da pressão P e da temperatura T, podem ser utilizadas as seguintes equações:

Equação de Clapeyron	Equação de Boltzmann
$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$	$P \cdot V = N \cdot k \cdot T$
n – número de mols	N – número de moléculas
R – constante dos gases	k – constante de Boltzmann

De acordo com essas equações, a razão $\frac{R}{k}$ é aproximadamente igual a:

a) $\frac{1}{6} \cdot 10^{-23}$

b) $\frac{1}{6} \cdot 10^{23}$

c) $6 \cdot 10^{-23}$

x d) $6 \cdot 10^{23}$

26. (EEM-SP) Massas iguais dos gases sulfidreto (H_2S) e fosfina, nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupam o mesmo volume. A massa molecular da fosfina, sabendo-se que as massas atômicas do hidrogênio e do enxofre são iguais respectivamente a 1 e 32, valerá:

a) 30 u.

b) 31 u.

x c) 34 u.

d) 40 u.

e) 45 u.

27. (Fuvest-SP) Têm-se três cilindros de volumes iguais e à mesma temperatura, com diferentes gases. Um deles contém 1,3 kg de acetileno (C_2H_2); o outro, 1,6 kg de óxido de dinitrogênio (N_2O); e o terceiro, 1,6 kg de oxigênio (O_2). Comparando-se as pressões dos gases nesses três cilindros, verifica-se que:

Dados:

	Massas molares (g/mol)
C_2H_2	26
N_2O	44
O_2	32

a) são iguais apenas nos cilindros que contêm N_2O e O_2 .

x b) são iguais apenas nos cilindros que contêm C_2H_2 e O_2 .

c) são iguais nos três cilindros.

d) é maior no cilindro que contém N_2O .

e) é menor no cilindro que contém C_2H_2 .

28. (UEL-PR) Três extintores de fogo (cilindros metálicos) de volume, respectivamente, 20, 40 e 80 litros contêm dióxido de carbono (CO_2), à mesma temperatura. Quando fechados, o manômetro desses cilindros acusa pressões, respectivamente, de 20, 10 e 5 atm. Sendo assim, pode-se afirmar que:

x a) os três cilindros contêm massas iguais de CO_2 .

b) os três cilindros contêm massas diferentes de CO_2 .

c) o cilindro de menor volume contém menor massa de CO_2 .

d) as massas de CO_2 nos cilindros são inversamente proporcionais às pressões.

e) as massas de CO_2 nos cilindros são inversamente proporcionais aos volumes.

29. (Fuvest-SP) A tabela abaixo apresenta informações sobre cinco gases contidos em recipientes separados e selados.

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (L)
1	O_3	273	1	22,4
2	Ne	273	2	22,4
3	He	273	4	22,4
4	N_2	273	1	22,4
5	Ar	273	1	22,4

Qual recipiente contém a mesma quantidade de **átomos** que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H_2 , mantido a 2 atm e 273 K?

a) 1

x c) 3

e) 5

b) 2

d) 4

30. (Unifesp) Considere recipientes com os seguintes volumes de substâncias gasosas, nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Substância gasosa	Volume (L)
CO	20
CO_2	20
O_2	10
C_2H_4	10

Com base no Princípio de Avogadro ("Volumes iguais de gases quaisquer, mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas."), é possível afirmar que o número total de átomos é igual nos recipientes que contêm:

a) CO e CO_2 .

b) CO e O_2 .

c) CO e C_2H_4 .

d) CO_2 e O_2 .

x e) CO_2 e C_2H_4 .

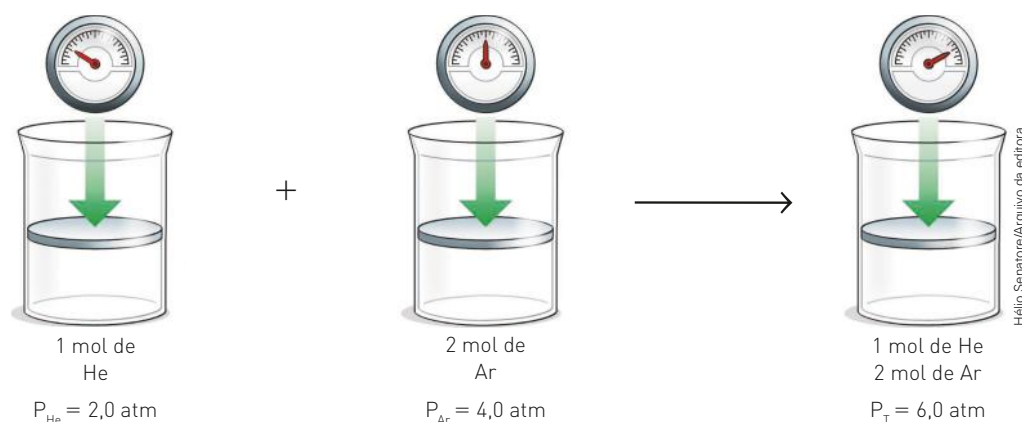
Mistura de gases

Muitos sistemas gasosos são misturas de gases, como o ar que respiramos. Toda mistura de gases é sempre um sistema homogêneo.

Pressão parcial (lei de Dalton)

Pressão parcial de um gás em uma mistura é a pressão que esse gás exerceria em recipiente de mesmo volume e à mesma temperatura da mistura.

Se misturarmos volumes iguais dos gases hélio (He) e argônio (Ar), mantidos à mesma temperatura, poderemos ter a seguinte situação:



A pressão total do sistema corresponde à soma das pressões exercidas pelos componentes da mistura, ou seja:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{He}} + P_{\text{Ar}}$$

Essa relação é conhecida como lei de Dalton das pressões parciais e foi estabelecida em 1801. Generalizando, temos:

$$P_{\text{T}} = P_{\text{A}} + P_{\text{B}} + P_{\text{C}} + \dots$$

No exemplo dado, se aplicarmos a equação de estado, teremos:

$$P_{\text{He}} = n_{\text{He}} \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{Ar}} = n_{\text{Ar}} \frac{RT}{V}$$

Note que a pressão parcial exercida por um gás é diretamente proporcional ao número de mol desse gás.

Por esse motivo, a pressão total é diretamente proporcional ao número total de mol ($n_{\text{He}} + n_{\text{Ar}} = \Sigma n$).

$$P = \Sigma n \frac{RT}{V} \Rightarrow PV = \Sigma nRT$$

Aplicando-se a lei dos gases ideais em uma mistura genérica, temos:

$$\begin{array}{lcl} n_A \text{ mol A} \Rightarrow & P_A V = n_A RT & \text{I} \\ n_B \text{ mol B} \Rightarrow & P_B V = n_B RT & \text{II} \\ & \hline & (P_A + P_B) V = (n_A + n_B) RT & \\ & \boxed{P_T V = \Sigma n RT} & \text{III} \end{array}$$

Com base nas três equações, I, II e III, pode-se estabelecer uma nova grandeza química: a fração em quantidade de mol (X). Dividindo a equação I pela III, temos:

$$\frac{P_A \cancel{V}}{P_T \cancel{V}} = \frac{n_A \cancel{RT}}{\Sigma n \cancel{RT}} \Rightarrow \frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{\Sigma n}$$

A relação entre o número de mol do gás A e o somatório do número de mol da mistura é chamada fração em quantidade de mol (X) e é representada por X_A , o que corresponde matematicamente à relação entre a pressão parcial do gás A e a pressão total da mistura gasosa.

$$X_A = \frac{n_A}{\Sigma n} = \frac{P_A}{P_T}$$

Como a fração em quantidade de mol é uma relação entre um valor parcial e um valor total, a soma das frações em quantidade de mol será sempre igual à unidade:

$$\frac{n_A}{\Sigma n} + \frac{n_B}{\Sigma n} + \dots = \frac{n_A + n_B + \dots}{\Sigma n} = \frac{\Sigma n}{\Sigma n} \Rightarrow X_A + X_B + \dots = 1$$

Adiante, veremos outras maneiras de determinar a fração em quantidade de mol.

// A atmosfera é uma mistura de gases.

Pressão parcial e respiração

Nos alvéolos pulmonares, o sangue libera CO_2 e captura O_2 . O sangue oxigenado circula pelo corpo, trocando O_2 por CO_2 nos tecidos. Em ambas as situações ocorre sempre um fluxo da região de maior pressão parcial para a de menor pressão parcial.

Pressões parciais dos gases respiratórios			
Gás	Pressão parcial (mmHg)		
	Ar inspirado	Ar alveolar	Ar expirado
O_2	159	100	116
CO_2	0,3	40	32
N_2	596	573	565
H_2O	4,7	47	47
P_{total}	760	760	760

Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014.

Nossos pulmões estão adaptados a absorver o gás oxigênio (O_2) na pressão parcial de 0,21 atm. Se a pressão total do ar diminui, a pressão parcial do O_2 também diminui. Isso ocorre, por exemplo, no topo do monte Everest, onde a pressão total é de 0,311 atm e a pressão parcial do O_2 é somente 0,065 atm.

O baixo nível de gás oxigênio pode levar a uma condição chamada hipoxia, que causa confusão, dor de cabeça e diminuição da respiração. Os casos mais graves ocorrem quando a pressão total do ar é menor do que 0,1 atm, podendo causar a morte.



As trocas gasosas entre o sangue e o ar ocorrem nos alvéolos pulmonares.

Reflita

1. Observando a tabela, determine o valor da razão $\frac{\text{ar inspirado}}{\text{ar expirado}}$ para O_2 , CO_2 e H_2O .
2. Qual é a pressão parcial do gás carbônico em um local onde a pressão atmosférica é igual a 540 mmHg?
3. A pressão parcial do gás oxigênio no ar é a responsável pela difusão do O_2 (g) do ar inspirado para os vasos capilares presentes nos alvéolos pulmonares. Quando a pressão parcial do O_2 (g) diminui, essa difusão é dificultada e causa problemas respiratórios. Qual é a pressão parcial do O_2 (g) a uma altitude entre 9 000 m e 10 000 m (região onde ocorrem os voos comerciais), sabendo que nessa altitude a pressão atmosférica é aproximadamente 400 mmHg? Nessa altitude, a pressão do ar dentro da cabine de passageiros deve ser maior, menor ou igual à pressão atmosférica? Justifique sua resposta.
4. Qual é o nome do metal que faz parte da hemoglobina presente nas hemácias, células responsáveis pelo transporte de O_2 (g) no sangue?

Volume parcial (lei de Amagat)

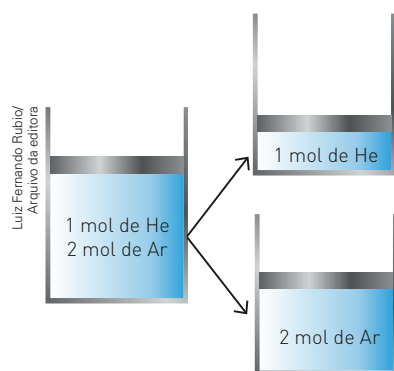
O nome dessa lei provém do físico francês Emile Hilaire Amagat (1841-1915), que se celebrou por seus estudos sobre fluidos e gases.

Em uma mistura gasosa, podemos considerar que cada um dos gases seria responsável por uma parte do volume total ou, ainda, por certa porcentagem do volume total. Vamos considerar uma mistura contendo He e Ar em uma temperatura T.

Como podemos perceber pela figura abaixo, o volume parcial de cada gás é diretamente proporcional ao número de mol do gás.

Assim, podemos concluir:

Volume parcial é o volume que um gás ocuparia se sobre ele estivesse sendo exercida a pressão total da mistura gasosa à mesma temperatura.



Aplicando-se a lei dos gases ideais para uma mistura gasosa, temos:

$$n_A \text{ mol A} \Rightarrow P_T V_A = n_A RT \quad \text{I}$$

$$n_B \text{ mol B} \Rightarrow P_T V_B = n_B RT \quad \text{II}$$

$$P_T (V_A + V_B) = (n_A + n_B) RT$$

$$P_T V = \sum n RT \quad \text{III}$$

Novamente, por meio de um cálculo matemático, pode-se definir a grandeza fração molar (X), mas, agora, em função do volume parcial.

Dividindo a equação I pela equação III:

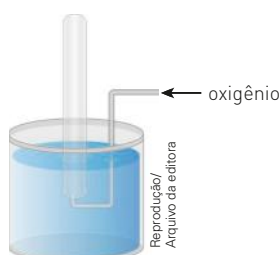
$$\frac{P_T V_A}{P_T V} = \frac{n_A RT}{\sum n RT} \Rightarrow X_A = \frac{V_A}{V} = \frac{n_A}{\sum n}$$

Considerando-se que o volume parcial do gás em uma mistura gasosa é uma porcentagem do volume total, pode-se relacionar todas essas grandezas da seguinte maneira:

$$X_A = \frac{n_A}{\sum n} = \frac{P_A}{P_T} = \frac{V_A}{V_T} = \frac{\% \text{ em volume de A}}{100\%}$$

Exercícios resolvidos

1. (Unifesp) A figura a seguir representa um experimento de coleta de 0,16 g de gás oxigênio em um tubo de ensaio inicialmente preenchido com água destilada a 27 °C.



Quando o nível da água dentro do tubo de ensaio é o mesmo que o nível de fora, a pressão no interior do tubo é de 0,86 atm.

Dadas a pressão de vapor (H_2O) a 27 °C = 0,040 atm e $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, o volume de gás, em mL, dentro do tubo de ensaio é igual a:

- 30.
- 140.
- 150.
- 280.
- 300.

Solução

Inicialmente, devemos anotar os dados fornecidos:

- massa de $O_2 = 0,16 \text{ g}$
- cálculo da massa molar de O_2 , consultando a tabela periódica:
 $[O = 16] \Rightarrow O_2 = 32 \text{ g/mol}$
- pressão total no interior do frasco = $0,86 \text{ atm}$
A pressão total é igual a $P_{O_2} (g) + P_{H_2O} (v)$
 $0,86 = P_{O_2} + 0,040$
- $P_{O_2} = 0,82 \text{ atm}$
- temperatura em kelvin:
 $T_K = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

Agora podemos aplicar:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

$$V = \frac{mRT}{MP} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V = \frac{0,16 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,82 \text{ atm}}$$

$$V = 0,15 \text{ L} = 150 \text{ mL}$$

2. Um balão contém 32 g de He e 128 g de SO_2 . Calcule:

- a) a fração molar de cada gás;
 - b) a pressão parcial de cada gás quando a pressão total for igual a 1000 mmHg.
- [Dados: massas molares: He = 4 g/mol; SO_2 = 64 g/mol.]

Solução

- a) Inicialmente, vamos determinar o número de mol de cada gás e o número de mol total:

$$n_{He} = \frac{32 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 8 \text{ mol}$$

$$n_{SO_2} = \frac{128 \text{ g}}{64 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

$$\Sigma n = 8 + 2 = 10 \text{ mol}$$

Agora, vamos encontrar as frações molares:

$$X_{He} = \frac{n_{He}}{\Sigma n} = \frac{8}{10} = 0,8$$

$$X_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}}{\Sigma n} = \frac{2}{10} = 0,2$$

- b) De posse desses valores, determinemos as pressões parciais ($P = 1000 \text{ mmHg}$):

$$X_{He} = \frac{P_{He}}{P} \Rightarrow P_{He} = X_{He} \cdot P \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{He} = 0,8 \cdot 1000 \text{ mmHg} \Rightarrow P_{He} = 800 \text{ mmHg}$$

$$X_{SO_2} = \frac{P_{SO_2}}{P} \Rightarrow P_{SO_2} = X_{SO_2} \cdot P \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{SO_2} = 0,2 \cdot 1000 \text{ mmHg} \Rightarrow P_{SO_2} = 200 \text{ mmHg}$$

ou

$$10 \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1000 \text{ mmHg}$$

$$8 \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} P_{He}$$

$$P_{He} = 800 \text{ mmHg}$$

$$\text{Como } P = P_{He} + P_{SO_2};$$

$$P_{SO_2} = P - P_{He}$$

$$P_{SO_2} = 200 \text{ mmHg}$$

3. Considere que o ar atmosférico seja constituído por: 80% em volume de N_2 e 20% em volume de O_2 . Determine a massa molar aparente do ar.

Solução

1º método:

A porcentagem em volume é igual à porcentagem em mol.

Assim:

$$80\% \text{ em volume} = 80\% \text{ em mol } N_2$$

$$20\% \text{ em volume} = 20\% \text{ em mol } O_2$$

Considerando 100 mol de ar, temos: 80 mol de N_2 e 20 mol de O_2 .

Determinando a massa de cada gás:

$$m_{N_2} = n_{N_2} \cdot M_{N_2} \Rightarrow m_{N_2} = 80 \text{ mol} \cdot 28 \text{ g/mol} = 2240 \text{ g}$$

$$m_{O_2} = n_{O_2} \cdot M_{O_2} \Rightarrow m_{O_2} = 20 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 640 \text{ g}$$

massa de 100 mol de ar:

$$2240 + 640 = 2880 \text{ g}$$

Logo, a massa molar, ou seja, a massa de 1 mol de ar, é igual a 28,80 g.

2º método:

Utilizando a expressão:

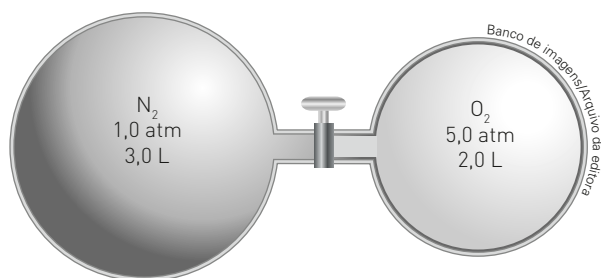
$$\text{massa molar aparente} = X_{N_2} \cdot M_{N_2} + X_{O_2} \cdot M_{O_2}$$

$$80\% \text{ em volume} = X_{N_2} = 0,8$$

$$20\% \text{ em volume} = X_{O_2} = 0,2$$

$$0,8 \cdot 28 + 0,2 \cdot 32 = 28,80 \text{ g/mol}$$

4. Tem-se um balão contendo N_2 e outro contendo O_2 , cujos volumes e pressões iniciais são assinalados no esquema abaixo.



mesma temperatura

Abrindo a torneira de comunicação e mantendo a temperatura, pedem-se:

- a pressão total do sistema;
- a pressão parcial de cada gás.

Solução

1º método:

Vamos, inicialmente, determinar o número de mol de cada gás com a válvula fechada:

$$P_{N_2} V_{N_2} = n_{N_2} RT$$

$$n_{N_2} = \frac{P_{N_2} V_{N_2}}{RT}$$

$$n_{N_2} = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 3,0 \text{ L}}{RT} = \frac{3 \text{ atm} \cdot \text{L}}{RT}$$

$$P_{O_2} V_{O_2} = n_{O_2} RT$$

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} V_{O_2}}{RT}$$

$$n_{O_2} = \frac{5,0 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}}{RT} = \frac{10 \text{ atm} \cdot \text{L}}{RT}$$

$$\Sigma n = n_{N_2} + n_{O_2}$$

$$\Sigma n = \frac{13 \text{ atm} \cdot \text{L}}{RT}$$

Em seguida, considerando a válvula aberta, determinamos o volume dos dois recipientes:

$$3,0 \text{ L} + 2,0 \text{ L} = 5,0 \text{ L}$$

- Agora que já conhecemos o número de mol de cada gás, o número de mol total no sistema (Σn) e o volume ocupado pelos gases, determinaremos a pressão total:

$$P_T V = \Sigma n RT$$

$$P_T = \frac{\Sigma n RT}{V}$$

$$P_T = \frac{13 \text{ atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{5 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{\cancel{RT}}{RT}$$

$$P_T = 2,6 \text{ atm}$$

- Para determinar a pressão parcial de cada gás, vamos calcular a fração molar de cada um:

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{\Sigma n} = \frac{\frac{3 \text{ atm} \cdot \text{L}}{RT}}{\frac{13 \text{ atm} \cdot \text{L}}{RT}}$$

$$X_{N_2} = \frac{3}{13}$$

$$X_{N_2} + X_{O_2} = 1$$

$$X_{O_2} = 1 - \frac{3}{13}$$

$$X_{O_2} = \frac{10}{13}$$

Como $P_A = X_A \cdot P_T$, temos:

$$P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P_T \Rightarrow P_{N_2} = \frac{3}{13} \cdot 2,6 \text{ atm} = 0,6 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_T \Rightarrow P_{O_2} = \frac{10}{13} \cdot 2,6 \text{ atm} = 2,0 \text{ atm}$$

ou

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2} \Rightarrow 2,6 = 0,6 + P_{O_2} \Rightarrow P_{O_2} = 2,0 \text{ atm}$$

2º método:

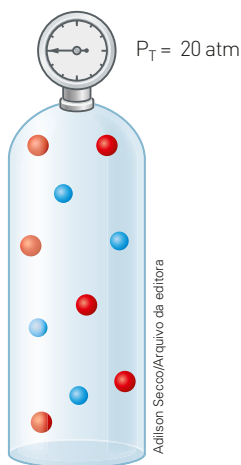
Como se trata de uma transformação isotérmica ($T = \text{constante}$) em um recipiente fechado, poderíamos resolver os exercícios aplicando a lei de Boyle para cada um dos gases.

- e b) Veja o esquema a seguir:

	torneira fechada		torneira aberta
N_2	$P_1 V_1$	=	$P_2 V_2$
	$1,0 \text{ atm} \cdot 3,0 \text{ L}$	=	$P_2 \cdot 5,0 \text{ L}$
			$P_2 = 0,6 \text{ atm}$
O_2	$P_1 V_1$	=	$P_2 V_2$
	$5,0 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}$	=	$P_2 \cdot 5,0 \text{ L}$
			$P_2 = 2,0 \text{ atm}$
	$P_t = 2,6 \text{ atm}$		

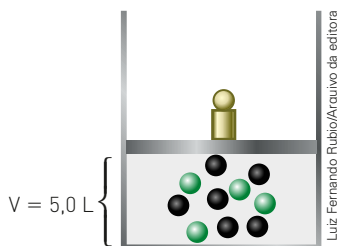
Fundamentando seus conhecimentos

1. Considere a ilustração ao lado, que representa uma mistura gasosa. Nela, cada mol de gás é representado por uma esfera, e esferas de cores diferentes correspondem a gases diferentes: as esferas azuis correspondem ao gás oxigênio e as vermelhas, ao gás cloro.



- Quais as quantidades (em mols) de oxigênio e de cloro nessa mistura?
- Qual a quantidade total de gás (em mols) nesse frasco?
- Calcule a fração molar de cada gás nessa mistura.
- Levando em conta a pressão total indicada pelo manômetro, calcule a pressão parcial de cada gás nesse frasco.

A ilustração a seguir mostra uma mistura de dois gases diferentes representados pelas cores verde e preto.



Considerando que sejam mantidas as mesmas condições de pressão e temperatura, responda às questões 2 e 3.

- Determine o volume ocupado pelo gás verde (volume parcial) se retirarmos todo o gás preto.
- Determine o volume ocupado pelo gás preto (volume parcial) se retirarmos todo o gás verde.
- Considere a mistura de 0,5 mol de CH_4 e 1,5 mol de C_2H_6 , contidos num recipiente de 30,0 litros de capacidade, a 300 K. Com essas informações, determine:
Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
 - a pressão da mistura.
 - a fração molar de cada gás.
 - a pressão parcial de cada gás.

5. Uma mistura gasosa, constituída por 14 g de nitrogênio (N_2) e 9 g de hidrogênio (H_2), está num recipiente fechado, exercendo uma pressão de 1,0 bar. Determine a composição da mistura em porcentagem em volume. Dados: $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$.



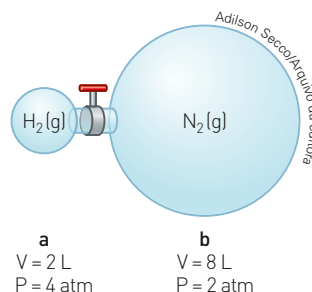
Em mergulhos profundos com mais de 60 m de profundidade, recomenda-se utilizar uma mistura gasosa diferente do ar comprimido. Nesse caso, utiliza-se o trimix, uma mistura formada por 16% em volume de oxigênio, 24% em volume de hélio e 60% em volume de nitrogênio. Sabendo que a pressão interna do cilindro é próxima de 4 000 mmHg, calcule a pressão parcial de cada gás componente da mistura.

7. Em um frasco de volume 22,4 L são introduzidos 1,2 mol de hidrogênio e 0,8 mol de oxigênio. A pressão indicada pelo manômetro é de 4 atm. Sabendo que

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = \left(\frac{22,4}{273} \right) \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}, \text{ pede-se:}$$

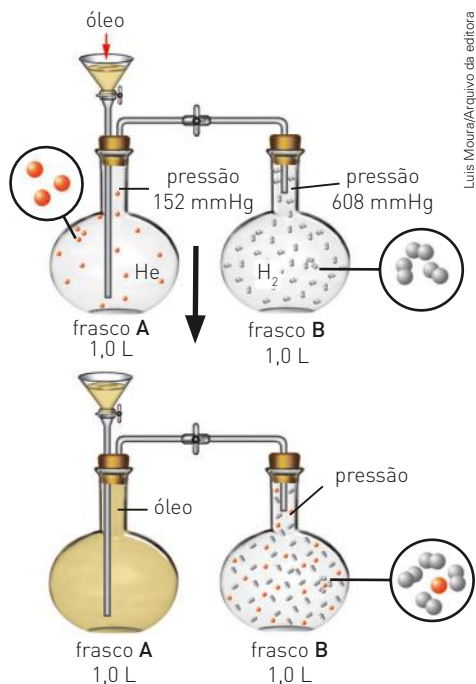
- Qual dos gases exercerá maior pressão parcial? Justifique sem cálculos.
- Qual a temperatura da mistura?

8. Considere um sistema formado por dois frascos (a e b) conectados por um tubo de volume desprezível. Inicialmente, cada frasco contém um gás que exerce uma pressão diferente conforme indicado na figura. Após abrir a torneira de comunicação e o sistema entrar em equilíbrio, determine a pressão da mistura sabendo que se trata de uma transformação isotérmica.



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Observe as ilustrações a seguir:



Luis Moura/Arquivo da editora

Considere que todo o gás contido em A passou para B após a adição de óleo e que a temperatura permaneceu constante. Dados: massas molares: H₂ = 2 g · mol⁻¹ e He = 4 g · mol⁻¹.

Com base nas ilustrações e informações, responda aos itens:

- I. Qual o valor da pressão total?
- II. Determine as frações molares do He e H₂ na mistura gasosa.
- III. Determine as porcentagens em volume do He e H₂ na mistura.
- IV. Determine a massa molar aparente da mistura.

2. (UFC-CE) Considere um recipiente de 10 L contendo uma mistura gasosa de 0,20 mol de metano, 0,30 mol de hidrogênio e 0,40 mol de nitrogênio, a 25 °C. Admitindo-se o comportamento do gás ideal, pede-se:

(Dado: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹)

- a) a pressão, em atmosferas, no interior do recipiente;
- b) as pressões parciais dos componentes.

Para responder às questões 3 e 4, considere a mistura de 0,5 mol de CH₄ e 1,5 mol de C₂H₆, contida em um recipiente de 30,0 litros, a 300 K.

3. (UEL-PR) A pressão parcial do CH₄, em atmosfera, é igual a:

- a) 1,0.
- b) 0,82.
- c) 0,50.
- ☒ d) 0,41.
- e) 0,10.

4. (UEL-PR) O número total de moléculas no sistema é:

- a) 2,0.
- b) 2,0 · 10²³.
- c) 6,0 · 10²³.
- d) 9,0 · 10²³.
- ☒ e) 12 · 10²³.

5. (UFC-CE) Em um recipiente fechado com capacidade para 2,0 L, encontra-se uma mistura de gases ideais composta por 42,0 g de N₂ e 16,0 g de O₂ a 300 K. Assinale a alternativa que expressa corretamente os valores das pressões parciais (em atm) dos gases N₂ e O₂, respectivamente, nessa mistura.

- ☒ a) 18,45 e 6,15.
- b) 16,45 e 8,15.
- c) 14,45 e 10,45.
- d) 12,45 e 12,15.
- e) 10,45 e 14,15.

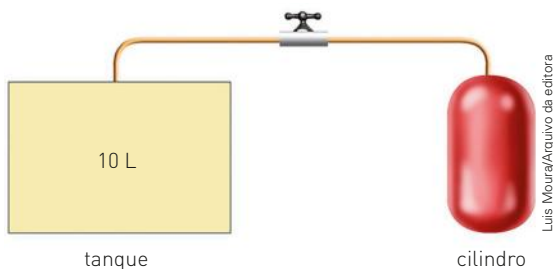
6. (Uece) Um frasco de 250 mL contém neônio a uma pressão de 0,65 atm. Um outro frasco de 450 mL contém argônio a uma pressão de 1,25 atm. Os gases são misturados a partir da abertura de uma válvula na conexão que liga os dois recipientes. Considerando o volume da conexão desprezível e, ainda, o sistema mantido a uma temperatura constante, a pressão final da mistura de gases é de, aproximadamente:

- ☒ a) 1,03 atm.
- b) 1,90 atm.
- c) 2,06 atm.
- d) 2,80 atm.

7. Um balão fechado contém 1,5 · 10²² moléculas de CO₂ e 0,15 g de H₂, nas CNTP. Qual a pressão parcial de CO₂, em atm, nessa mistura? (Dados: massas molares: H₂ = 2 g/mol; CO₂ = 44 g/mol.)

- ☒ a) 0,25
- b) 0,75
- c) 1,0
- d) 0,5
- e) 0,2

8. Um tanque de 10 L de capacidade contendo 88 g de CO_2 (g) a 27°C é conectado, por meio de um tubo provido de torneira, a um cilindro que contém 128 g de SO_2 (g) exercendo 4,92 atm de pressão, na mesma temperatura, conforme o esquema a seguir:



Em seguida, a torneira é aberta para que os gases se misturem e, logo após, a temperatura Celsius do sistema é aumentada de trezentos graus. Qual é o valor da pressão final do sistema, em atmosferas, após a elevação da temperatura?

(Dados: $C = 12$; $O = 16$; $S = 32$;
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

- ☒ a) 4,92
 b) 49,20
 c) 22,40
 d) 9,84
 e) 98,40
9. Um botijão de propano (C_3H_8) sofreu vazamento. O gás liberado ocupou o volume de uma sala ($24,6 \text{ m}^3$), exercendo uma pressão parcial de 1% da pressão do ar (1 atm) a 27°C . A massa de propano que vazou é igual a:
- (Dados: $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$; massas atômicas: $C = 12 \text{ u}$; $H = 1 \text{ u}$.)
- ☒ a) 440 g.
 b) 880 g.
 c) 44 g.
 d) 88 g.
 e) 4,4 g.
10. (PUC-RJ) O gás natural, embora também seja um combustível fóssil, é considerado mais limpo do que a gasolina, por permitir uma combustão mais completa e maior eficiência do motor. Assim, um número crescente de táxis roda na cidade movidos por esse combustível. Esses veículos podem ser reconhecidos por terem parte de seu porta-malas ocupado pelo cilindro de aço que contém o gás. Um cilindro destes, com volume de 82 litros, foi carregado em um posto, numa temperatura de 27°C , até uma pressão de 6 atm. A massa

de gás natural nele contido, considerando o gás natural formado (em mols) por 50% de metano (CH_4) e 50% de etano (C_2H_6) será :

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) 400 g.
☒ b) 460 g.
 c) 480 g.
 d) 500 g.
 e) 600 g.
11. (PUC-PR) A atmosfera é uma camada de gases que envolve a Terra, sua composição em volume é basicamente feita de gás nitrogênio (78%), gás oxigênio (21%) e 1% de outros gases, e a pressão atmosférica ao nível do mar é de aproximadamente 100 000 Pa. A altitude altera a composição do ar, diminui a concentração de oxigênio, tornando-o menos denso, com mais espaços vazios entre as moléculas; consequentemente, a pressão atmosférica diminui. Essa alteração na quantidade de oxigênio dificulta a respiração, caracterizando o estado clínico conhecido como hipóxia, que causa náuseas, dor de cabeça, fadiga muscular e mental, entre outros sintomas. Em La Paz, na Bolívia, capital mais alta do mundo, situada a 3600 metros acima do nível do mar, a pressão atmosférica é cerca de 60 000 Pa e o teor de oxigênio no ar atmosférico é cerca de 40% menor que ao nível do mar. Os 700 000 habitantes dessa região estão acostumados ao ar rarefeito da Cordilheira dos Andes e comumente mascam folhas de coca para atenuar os efeitos da altitude. Em La Paz, a pressão parcial do gás oxigênio, em volume, é aproximadamente de:
- a) 10 200 Pa.
☒ b) 12 600 Pa.
 c) 16 000 Pa.
 d) 20 000 Pa.
 e) 24 000 Pa.
12. (UPM-SP) Uma mistura gasosa ideal não reagente, formada por 10 g de gás hidrogênio, 10 g de gás hélio e 70 g de gás nitrogênio encontra-se acondicionada em um balão de volume igual a 5 L, sob temperatura de 27°C . A respeito dessa mistura gasosa, é correto afirmar que

Dados:

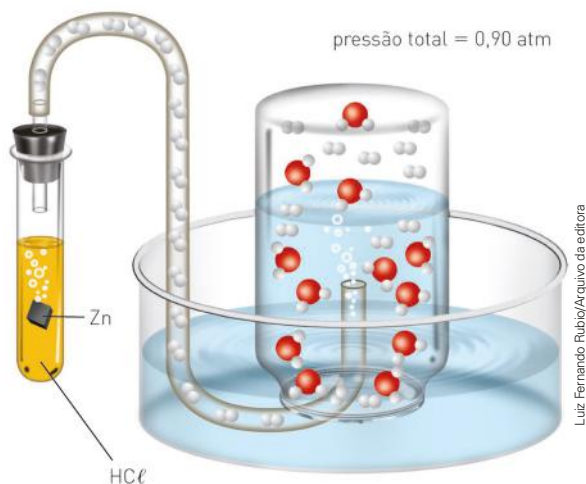
- massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): $H = 1$; $He = 4$ e $N = 14$;
- constante universal dos gases ideais
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) há, na mistura, 10 mol de gás hidrogênio, 2,5 mol de gás hélio e 5 mol de gás nitrogênio.
 b) o gás nitrogênio exerce a maior pressão parcial dentre os gases existentes na mistura.
 c) a pressão total exercida pela mistura gasosa é de 20 atm.
 x d) a fração em mols do gás hélio é de 25%.
 e) o volume parcial do gás hidrogênio é de 2 L.
13. (UFMS) Um anestésico pode ser preparado através da mistura gasosa de ciclopropano (C_3H_6 , massa molar = 42 g/mol) e oxigênio (O_2 , massa molar = 32 g/mol). Se um cilindro de gás é preparado com ciclopropano e oxigênio apresentando pressões parciais de 171 e 570 mmHg, respectivamente, determine a razão do número de mol de ciclopropano para o número de mol de oxigênio. Para efeito de resposta, multiplique o resultado por 100.

14. (UFBA) Um recipiente fechado contém 15 mol de CH_4 , 25 mol de C_3H_8 e 35 mol de C_4H_{10} , a $27^\circ C$. O volume parcial de CH_4 corresponde a 6 L. Determine, em atm, a pressão parcial do CH_4 na mistura. Expresse o resultado com arredondamento para o número inteiro mais próximo.
15. (ITA-SP) Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a $\frac{3}{5}$ da pressão parcial do hidrogênio molecular, e que a massa total da mistura é de 20 g, assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.
- a) 4% c) 8% e) 12%
 b) 6% x d) 10%

Desafiando seus conhecimentos

Observe a ilustração a seguir e responda às questões 1 a 3.



- Escreva em seu caderno a equação que representa a reação entre o zinco sólido e a solução aquosa de HCl devidamente balanceada.
- Qual a fórmula e o nome do gás produzido na reação?
- Observe o número de moléculas na fase gasosa e, sabendo que a P_{total} é igual a 0,90 atm, determine a pressão de vapor-d'água e a pressão do gás produzido nas mesmas condições.

4. (UFPB) A atmosfera é uma preciosa camada de gases considerada vital, protegendo os seres vivos de radiações nocivas e fornecendo substâncias importantes como oxigênio, nitrogênio, dióxido de carbono, água, dentre outras. Além disso, os gases têm ampla aplicabilidade: o N_2O é usado como anestésico; o CO_2 , no combate a incêndios; o CH_4 , como combustível; o O_2 , em equipamentos de mergulho etc. Considerando os conceitos relacionados com a Teoria dos gases ideais, numere a segunda coluna de acordo com a primeira:

- | | |
|---|---|
| (1) Fração molar | () para uma quantidade fixa de um gás ideal, a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura. |
| (2) Princípio de Avogadro | () sob as mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de dois gases ideais contêm igual número de moléculas. |
| (3) Transformação isocórica | () a pressão total de uma mistura de gases ideais é igual à soma das pressões individuais de cada gás presente na mistura. |
| (4) Lei de Dalton das pressões parciais | |
| (5) Transformação isobárica | |
| (6) Transformação isotérmica | |

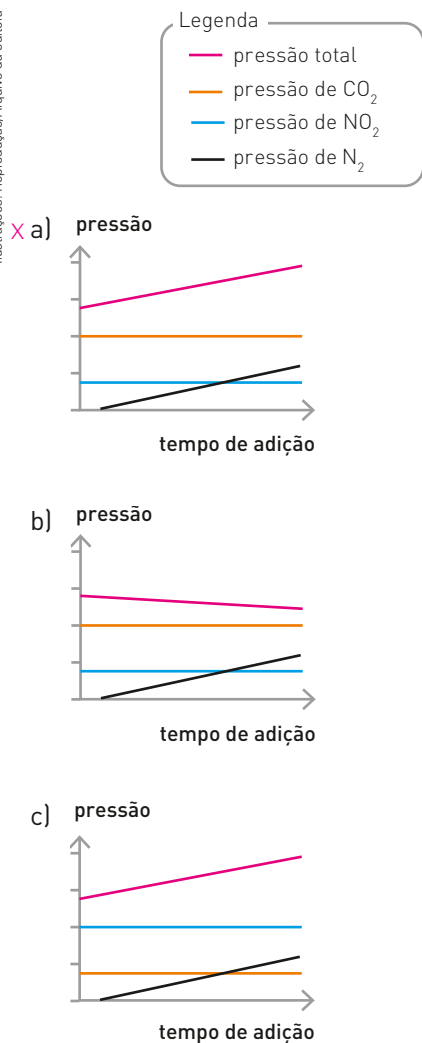
- () razão entre o número de mol de um gás ideal, presente em uma mistura gasosa, e o número total de mol dos gases constituintes da mistura.
- () para uma quantidade fixa de um gás ideal, à pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura.

A sequência correta é:

- a) 6, 1, 4, 2, 5.
 b) 6, 2, 4, 1, 3.
 x c) 3, 2, 4, 1, 5.
 d) 3, 4, 2, 1, 6.
 e) 3, 1, 4, 2, 6.

5. (UFPE) Em um recipiente fechado de volume constante, contendo 0,5 mol de CO_2 e 0,2 mol de NO_2 , adiciona-se N_2 até completar 0,3 mol. Identifique, dentre os gráficos a seguir, o que melhor representa o que acontece com as pressões, total e parciais, no interior do recipiente durante a adição do nitrogênio.

Ilustrações: Reprodução/Arquivo da editora



6. (Unicamp-SP – Adaptada) Eles estão de volta! Omar Mitta, vulgo Rango, e sua esposa Dina Mitta, vulgo Estrondosa, a dupla explosiva que já resolveu muitos mistérios utilizando o conhecimento químico. Hoje estão se preparando para celebrar uma data muito especial. Faça uma boa prova e tenha uma boa festa depois dela. Embora esta prova se apresente como uma narrativa ficcional, os itens a e b devem, necessariamente, ser respondidos.

Após a limpeza do banheiro, Rango foi à sala e removeu todos os móveis e, de tão feliz e apaixonado, começou a cantarolar: “Beijando teus lindos cabelos, Que a neve do tempo marcou... Estavas vestida de noiva, Sorrindo e querendo chorar...” De repente, volta à realidade lembrando que tinha que limpar aquela sala de 50 m^2 e de 3 m de altura, antes que Dina voltasse. “Hoje a temperatura está em 32°C e a pressão atmosférica deve ser, aproximadamente, 4 vezes o valor da minha pressão arterial sistólica (180 mmHg ou, aproximadamente, 21 000 Pa), sem medicação. Ah, seu fosse tão leve quanto o ar desta sala!”, pensava Rango...

- a) “Se o ar se comporta como um gás ideal, quantos mols dessa mistura gasosa devem estar presentes aqui na sala?”
- b) “Se minha massa corpórea é de 120 kg, e eu acho que estou fora do peso ideal, então, seu eu tivesse a mesma massa do ar desta sala, eu estaria melhor? Por quê?”

[Dados:

constante dos gases = $8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
 $T/\text{K} = 273 + t/^\circ\text{C}$; o ar é composto de, aproximadamente, 78% em massa de nitrogênio, 21% de oxigênio, 1,0% de argônio.]

7. (Uece) Em alguns casos, há necessidade de coletar-se o produto de uma reação sob a água para evitar que ele escape e misture-se com o ar atmosférico. Uma amostra de 500 mL de oxigênio foi coletada sob a água a 23 °C e pressão de 1 atm. Sabendo-se que a pressão de vapor da água a 23 °C é 0,028 atm, o volume que o O_2 seco ocupará naquelas condições de temperatura e pressão será:

- a) 243,0 mL.
- ☒ b) 486,0 mL.
- c) 364,5 mL.
- d) 729,0 mL.

8. (IME-RJ) Borbulha-se oxigênio através de uma coluna de água, e, em seguida, coletam-se 100 cm³ do gás úmido a 23 °C e 1,06 atm. Sabendo que a pressão de vapor da água a 23 °C pode ser considerada igual a 0,03 atm, calcule o volume coletado de oxigênio seco nas CNTP.

9. (UFRJ) Dois gramas de hélio e x gramas de hidrogênio estão contidos num frasco de volume igual a 22,4 litros, nas CNTP. (Dados: H = 1; He = 4.)

- a) Determine o valor de x.
- b) Qual será a pressão se essa mistura for transferida para um vaso de volume igual a 5,6 litros a 0 °C?

10. (Uece) Considere uma mistura dos gases nitrogênio, oxigênio e dióxido de carbono. Conhecem-se as pressões parciais do nitrogênio (0,40 atm), do oxigênio (0,20 atm) e a pressão total da mistura (0,80). Quando a massa de nitrogênio for 7 g, a massa do oxigênio será

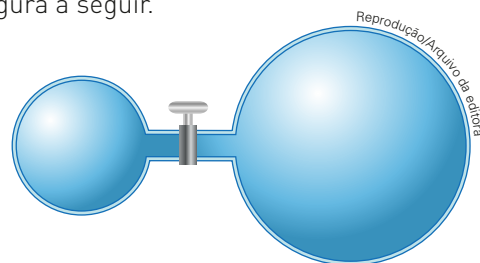
- a) 2,0 g.
- ☒ b) 4,0 g.
- c) 6,0 g
- d) 8,0 g.

11. (UEM-PR) Considere uma mistura gasosa formada por 8 g de H_2 e 32 g de O_2 que exerce uma pressão total igual a 50 kPa em um recipiente de 40 litros e assinale o que for **correto**.

- 01) A fração, em mols, de hidrogênio é 0,8.
- 02) A pressão parcial do oxigênio é 10 kPa.
- 04) O volume parcial do hidrogênio é 32 litros.
- 08) A porcentagem, em volume, do oxigênio é 20 %.
- 16) A pressão parcial do hidrogênio é 45 kPa.

01, 02, 04 e 08.

12. (UFPE) Dois recipientes encontram-se ligados por uma válvula, inicialmente fechada, como mostra a figura a seguir.



No recipiente menor, com volume de 1 L, encontra-se gás carbônico na pressão de 1 atm. No recipiente maior, com volume de 3 L, encontra-se oxigênio na pressão de 6 atm. Considerando que a válvula é aberta e os dois gases se misturam sem ocorrer variação de temperatura, ocupando o volume dos dois recipientes, podemos afirmar:

- ☒ a) A pressão parcial de gás carbônico será 0,25 atm.
- ☒ b) A pressão parcial de oxigênio será 4,5 atm.
- ☒ c) A pressão total no interior dos recipientes será 4,75 atm.
- d) A pressão total no interior dos recipientes será 7 atm.
- e) A pressão no interior do recipiente maior será menor que a pressão no interior do recipiente menor.

13. (UFPE) Um frasco de 22,4 L contém 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de N_2 a 273,15 K ($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$). Portanto, podemos afirmar que:

- ☒ 0. As frações molares de H_2 e N_2 são respectivamente $\frac{2}{3}$ e $\frac{1}{3}$.
- ☒ 1. As pressões parciais de H_2 e N_2 são respectivamente 2,0 atm e 1,0 atm.
- ☒ 2. A pressão total no frasco é de 3,0 atm.
- 3. Ao comprimirmos os gases até a metade do volume inicial do frasco, teremos uma pressão final de 1,5 atm.
- 4. Os gases H_2 e N_2 possuem densidades diferentes e, por isso, não se misturam.

14. (UFPR) Num recipiente de volume igual a 10 L, são misturadas massas iguais de H_2 (gás) e He (gás), a uma temperatura de 25 °C. Sabendo que as massas molares de H e de He são iguais a 1,00 e 4,00 g/mol, respectivamente, é correto afirmar:

01) A pressão parcial exercida pelo He (gás) é igual ao dobro de pressão exercida pelo H_2 (gás).

- 02) Se o volume do recipiente fosse aumentado para 30 L, mantendo-se a temperatura constante, a pressão do sistema triplicaria.
- 04) As quantidades de partículas H_2 e He nessa mistura são iguais.
- X 08) O número de átomos de hidrogênio é igual a quatro vezes o número de átomos de hélio nessa mistura.
15. (Unifesp) Um indivíduo saudável elimina cerca de 1 L de gases intestinais por dia. A composição média desse gás, em porcentagem de volume, é: 58% de nitrogênio, 21% de hidrogênio, 9% de dióxido de carbono, 7% de metano e 4% de oxigênio, todos absolutamente inodoros. Apenas 1% é constituído de gases malcheirosos, derivados da amônia e do enxofre. O gás inflamável que apresenta maior porcentagem em massa é o:
- a) nitrogênio. X d) metano.
b) hidrogênio. e) oxigênio.
c) dióxido de carbono.
16. (UCB-DF) Uma amostra de ar foi coletada no interior do túnel Rebouças, Rio de Janeiro, para verificação do nível de poluição do seu interior. O volume do cilindro do ar coletado era igual a $0,1 \text{ m}^3$ e a temperatura média observada do interior do túnel foi de 27°C . A análise da amostra de ar indicou que na amostra coletada havia 1 mol de NO_2 , 2 mol de SO_2 e 2 mol de CO. (Dados: N = 14; O = 16; C = 12 e S = 32.)
- a) O número total de moléculas na mistura gasosa coletada é igual a 5.
b) Supondo que os gases são ideais ($R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$), pode-se afirmar que a pressão total dentro do cilindro nas condições especificadas era igual a 12,3 atm.
X c) A porcentagem em massa do gás NO_2 na mistura é igual a 20%.
d) O volume de ar amostrado, $0,1 \text{ m}^3$ a 27°C , corresponde a 0,15 L na temperatura de 450 K.
e) Gás ideal é aquele gás que não apresenta desvios da equação de estado, ou seja, segue a equação $PV = nRT$.
17. (São Leopoldo Mandic-SP)
Quando a pressão total do ar atmosférico seco, a 20°C , é de 760 mmHg, a pressão parcial do gás Oxigênio (PO_2) é cerca de 160 mmHg, normalmente suficiente para manter a vida como a conhecemos. Em alguns casos clínicos esta pressão não é suficiente para forçar a passagem de oxigênio para a corrente sanguínea com rapidez suficiente para um bom funcionamento celular.

(Holum, J.R. *Elements of general, organic and biological chemistry*. 9th ed. p. 103. USA: John Wiley and sons, 1995.)

A um paciente com problemas respiratórios foi administrado "Heliox", uma mistura de gases contendo unicamente oxigênio e hélio, com 92,5% em massa de O_2 . Sabendo-se que a pressão atmosférica no local era 730 mmHg, a pressão parcial do gás Oxigênio administrado ao paciente, em mmHg, é de, aproximadamente:

Dados: massas molares $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $M_{\text{H}_2} = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) 703. c) 649. X e) 438.
b) 675. d) 456.

18. (UEM-PR) Assinale o que for **correto**.

- 01) No que diz respeito à interpretação microscópica de uma transformação isobárica, pode-se dizer que o aumento da violência das colisões contra as paredes internas do recipiente, provocado pelo aumento de temperatura, é compensado pela diminuição da frequência com que as colisões ocorrem.
- 02) Um balão de festas de 2 L, mantido a 21°C em um ambiente com ar condicionado, é levado para o exterior, onde a temperatura é 32°C . Admitindo-se que as variações de pressão possam ser desprezadas, o aumento de volume do balão será inferior a 10% do volume inicial.
- 04) Um gás real, sendo resfriado isobaricamente a 1 atm, atingirá seu menor volume possível, no estado gasoso, a -274°C .
- 08) Segundo a Lei de Amagat, o volume total de uma mistura gasosa é igual a soma dos volumes parciais de seus componentes. 01, 02 e 08.

Texto para a próxima questão:

Em média, os seres humanos respiram automaticamente 12 vezes por minuto e esse ciclo, em conjunto com os batimentos cardíacos, é um dos dois ritmos biológicos vitais. O cérebro ajusta a cadência da respiração às necessidades do corpo sem nenhum esforço consciente. Mas o ser humano tem a capacidade de deliberadamente prender a respiração por curtos períodos. Essa capacidade é valiosa quando se precisa evitar que água ou poeira invadam os pulmões, estabilizar o tórax antes do esforço muscular e aumentar o fôlego quando necessário para se falar sem pausas.

Muito antes que a falta de oxigênio ou excesso de dióxido de carbono possa danificar o cérebro, algum mecanismo, aparentemente, leva ao ponto de ruptura, além do qual se precisa desesperadamente de ar.

Uma explicação lógica hipotética para o ponto de ruptura é que sensores especiais do corpo analisam alterações fisiológicas associadas ao inspirar e expirar antes que o cérebro apague.

O ponto de ruptura é o momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar. O treinamento da apneia pode ampliá-la, assim como a meditação, que inunda o corpo com oxigênio, eliminando o dióxido de carbono, CO_2 .

(PARKES. 2013. p. 22-27).

19. (Uneb-BA) Considerando-se que no ponto de ruptura, momento exato em que uma pessoa em apneia precisa desesperadamente de ar, a composição média em volume do ar expirado pelos pulmões, ao nível do mar, é de 80% de nitrogênio, N_2 (g), 15% de oxigênio, O_2 (g), e 5% de dióxido de carbono, CO_2 (g), é correto afirmar:

- a) A fração em mol do CO_2 (g) é 2,20.
- b) O volume parcial do nitrogênio é 17,92 L.
- x c) A pressão parcial do oxigênio é igual a 114 mmHg.
- d) O CO_2 (g) é essencial à manutenção do estado de consciência.
- e) O metabolismo celular deixa completamente de produzir energia, durante o estado meditativo.

20. (Unicamp-SP)

Notícia 1

Vazamento de gás oxigênio nas dependências do Hospital e Maternidade São Mateus, Cuiabá, em 03/12/13. Uma empresária que atua no setor de venda de oxigênio disse ao *Gazeta Digital* que o gás não faz mal para a saúde. “Pelo contrário, faz é bem, pois é ar puro...”.

Adaptado de <http://www.gazetadigital.com.br/conteudo/show/secao/9/materia/405285>. Acessado em 10/09/2014.

Notícia 2

Vazamento de oxigênio durante um abastecimento ao pronto-socorro da Freguesia do Ó, zona norte de São Paulo, em 25/08/14. Segundo testemunhas, o gás que vazou do caminhão formou uma névoa rente ao chão. O primeiro carro que pegou fogo estava ligado. Ao ver o incêndio, os motoristas de outros carros foram retirar os veículos...

Adaptado de <http://noticias.r7.com/sao-paulo/cerca-de-40-pacientes-sao-transferidos-apos-incendio-em-hospital-da-zona-norte-26082014>. Acessado em 10/09/2014.

Ficha de informações de segurança de uma empresa que comercializa esse produto.

EMERGÊNCIA

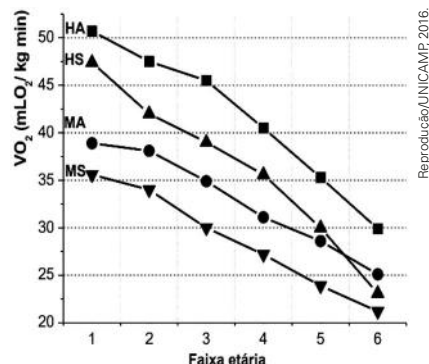
- CUIDADO! Gás oxidante e alta pressão.
- Acelera vigorosamente a combustão.
- Equipamento autônomo de respiração pode ser requerido para equipe de salvamento.
- Odor: Inodoro

Reprodução/Arquivo da editora

- a) Levando em conta as informações fornecidas na questão, você concorda ou discorda da declaração da empresária na notícia 1? Justifique sua resposta.

- b) Após o vazamento descrito na notícia 2, motoristas tentaram retirar os carros parados, mas não tiveram êxito na sua tentativa. Qual deve ter sido a estratégia utilizada para que eles não tenham tido êxito? Justifique, do ponto de vista químico, a razão pela qual não deveriam ter utilizado essa estratégia.

21. (Unicamp-SP) De modo simplificado, pode-se dizer que o parâmetro VO_2 máximo representa a capacidade orgânica máxima de um indivíduo absorver, transportar e utilizar o oxigênio do ar atmosférico para a produção de energia via aeróbia. Esse parâmetro pode ser informado para um indivíduo como um todo ($\text{mL O}_2/\text{min}$) ou por massa corporal ($\text{mL O}_2/\text{kg} \cdot \text{min}$). O gráfico a seguir mostra valores médios de VO_2 máximo para várias faixas etárias, para homens (H) e mulheres (M), ativos (A) e sedentários (S). As faixas etárias são: 1 (15 a 24 anos), 2 (25 a 34 anos), 3 (35 a 44 anos), 4 (45 a 54 anos), 5 (55 a 64 anos) e 6 (65 a 74 anos).



- a) Na maioria das competições esportivas, homens e mulheres são separados por se considerar que eles não competiriam em igualdade. No entanto, de acordo com as informações fornecidas, existiria alguma condição em que homens e mulheres teriam mesma capacidade orgânica máxima de absorver, transportar e utilizar o oxigênio do ar atmosférico, por massa corporal, para a produção da energia via aeróbia? Justifique.

- b) Considere uma mulher ativa, que pesa 58 kg e que se encontra na faixa etária 4. De acordo com a figura, se essa mulher se exercitar em seu VO_2 máximo, ao final de uma hora quantos gramas de gás oxigênio ela terá utilizado? Considere o volume molar do oxigênio igual a $25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Gases para mergulho

Trimix é o termo utilizado para definir uma mistura de três gases. Na mistura respiratória para mergulho técnico (grandes profundidades) o trimix é composto por oxigênio, nitrogênio e hélio.

O gás nitrogênio presente nos cilindros de mergulho contendo ar comprimido tem ação narcótica em profundidades superiores a 30 metros. Para evitar esse efeito, substitui-se uma parte do nitrogênio por hélio, o que também ajuda a manter a pressão parcial do oxigênio dentro dos limites aceitáveis — até 1,6 atm. Quando o mergulhador se expõe a pressões parciais de oxigênio acima de 1,6 atm, ele corre o risco de se intoxicar com esse gás.

De acordo com o texto, responda às questões **1** a **3**.

1. Produziu-se uma mistura trimix com 13% em volume de oxigênio, 52% em volume de hélio e o restante de nitrogênio (trimix 13/52) a ser armazenada em um cilindro de 2 400 litros para um mergulho a 90 metros de profundidade. Calcule os volumes parciais dos gases oxigênio, hélio e nitrogênio contidos nesse equipamento.
2. Sabendo-se que nessa mistura (trimix 13/52) a pressão parcial do nitrogênio é de 3,5 atm, calcule a pressão parcial do gás oxigênio e responda se ela está dentro dos limites permitidos.
3. O mergulho livre é feito sem o auxílio de equipamentos respiratórios. Desse modo, o mergulhador conta somente com o ar de seus pulmões. Qual a relação entre os volumes de nitrogênio existentes em um volume de 3 litros de ar, com composição de 80% de N_2 , e 3 litros da mistura trimix citada acima?

// A mistura respiratória ideal para mergulho depende da profundidade que será atingida.



Densidade dos gases

Densidade absoluta dos gases

A densidade absoluta de um gás ideal pode ser calculada para qualquer combinação de temperatura e pressão usando a equação de estado dos gases ideais, a seguir:

$$PV = nRT$$

Como já sabemos, o número de mol pode ser determinado por:

$$n = \frac{m}{M}$$

Substituindo essa equação na equação de estado dos gases ideais, temos:

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow PM = \frac{m}{V}RT \quad (1)$$

Considerando que a densidade absoluta ou massa específica é dada pela equação $d = \frac{m}{V}$ e substituindo essa relação na equação (1), temos:

$$PM = dRT \quad (2)$$

Rearranjando a equação (2), temos:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Aplicando a análise dimensional, podemos determinar a unidade da densidade absoluta:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{g} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}}}{\frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \cdot \text{K}} = \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Por meio dessa equação, pode-se observar que a densidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão e à sua massa molar e, também, é inversamente proporcional à temperatura absoluta.

Balões

O gás contido em um balão é o mesmo gás que o circunda, o ar atmosférico, e, por ser um sistema aberto, não há diferença de pressão. Quando o ar contido no balão é aquecido, há uma diminuição na sua densidade, o que faz com que o balão se eleve ao céu. Quanto maior for o aquecimento, maior será a altitude atingida pelo balão.

O mesmo fenômeno pode ser verificado nos perigosos balões que enfeitam os céus durante o período das festas juninas. Quando a tocha do balão começa a se apagar, a temperatura interna do ar diminui, o que implica um aumento da densidade, fazendo com que o balão retorne à superfície.



Interior de balão de ar quente.

Aplicando a equação da densidade absoluta ou massa específica a determinado gás, nas CNTP ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 273 \text{ K}$), temos:

$$d = \frac{PM}{RT}, \text{ em que } R = 0,082 \text{ ou } \frac{22,4}{273}$$

$$d = \frac{1 \cdot M}{\frac{22,4}{273} \cdot 273} \Rightarrow \boxed{d = \frac{M}{22,4} \text{ g/L}}$$

Soltar balões

Você sabia que soltar balões é crime federal?

Desde 1998, de acordo com a Lei de Crimes Ambientais (Lei 9.605), é considerado crime fabricar, vender, transportar ou soltar balões que possam provocar incêndios nas florestas e demais formas de vegetação ou em áreas urbanas. A pena prevista é de detenção de um a três anos ou multa, podendo o infrator também receber as duas punições juntas. Muitos balões trazem em sua base cangalhas de fogos de artifício, que podem estourar perto de pessoas ou casas.

Quando o balão sobe, entra em correntes de ar e é levado para locais imprevisíveis, impossíveis de monitorar, podendo atingir residências, florestas, indústrias ou veículos. Há ainda o perigo de colidirem com aeronaves, já que não são detectados por radares, e também de danificarem a rede elétrica.

Fonte: <<http://www12.senado.leg.br/cidadania/edicoes/262/fabricar-vender-ou-soltar-baloes-que-possam-provocar-incendio-e-crime>>. Acesso em: 22 mar. 2016.

Converse com seus professores e colegas e elaborem uma campanha para conscientizar sua comunidade sobre esse perigo. O ideal é que a população ajude a denunciar este crime. Qualquer pessoa pode efetuar denúncias por meio dos telefones do Corpo de Bombeiros (193), Polícia Militar (190) e Disque-Denúncia de seu Estado. Não há recompensa financeira, mas a satisfação de colaborar para a preservação do meio ambiente está acima de qualquer valor.

Densidade relativa dos gases

A densidade relativa entre dois gases é dada pela simples relação entre as suas densidades absolutas, medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

$$\left. \begin{array}{l} d_A = \frac{PM_A}{RT} \\ d_B = \frac{PM_B}{RT} \end{array} \right\} \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{PM_A}{RT}}{\frac{PM_B}{RT}} \Rightarrow \boxed{\frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}}$$

A partir dessa relação, pode-se concluir, em termos comparativos, que, quanto maior for a massa molar de um gás, maior será sua densidade.

É comum comparar a densidade dos gases com a do ar. Para que essa comparação possa ser feita, deve-se conhecer a massa molar do ar. Como o ar é uma mistura de gases (N_2 , O_2 , Ar), sua massa molar corresponde a uma média ponderada que relaciona a porcentagem em volume de cada componente, ou seja, sua fração molar (X), com sua massa molar. Essa média ponderada é denominada massa molar aparente:

$$M_{ap} = (X_{N_2} \cdot M_{N_2}) + (X_{O_2} \cdot M_{O_2}) + (X_{Ar} \cdot M_{Ar})$$

A composição do ar, em volume, nas regiões próximas à superfície terrestre é aproximadamente:

$$N_2 = 78\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{N_2} = 0,78$$

$$O_2 = 21\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{O_2} = 0,21$$

$$Ar = 1\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{Ar} = 0,01$$

Substituindo os valores, temos:

$$M_{\text{ap do ar}} = (0,78 \cdot 28) + (0,21 \cdot 32) + (0,01 \cdot 40)$$

$$M_{\text{ap do ar}} = 28,96 \text{ g/mol}$$

Para entender melhor como são feitas as comparações de densidades, vamos comparar as densidades do ar e do gás carbônico nas CNTP (1 atm e 273 K):

$$\text{CO}_2 \text{ MM} = 44 \text{ g/mol}$$

$$d_{\text{CO}_2} = \frac{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,96 \text{ g/L}$$

$$\text{ar } M_{\text{ap}} = 28,96 \text{ g/mol}$$

Assim, podemos perceber que a $d_{\text{CO}_2} > d_{\text{ar}}$. Uma maneira mais simples de compararmos as densidades de gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, é compararmos as massas molares, pois:

$$d = \frac{P}{RT} \cdot M$$

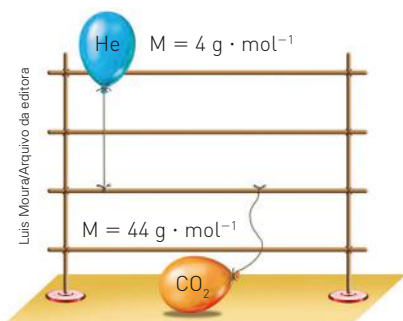
constante

Logo, quanto maior a massa molar constante, maior a densidade:

$$\left. \begin{array}{l} M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ M_{\text{ar}} = 28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array} \right\} M_{\text{CO}_2} > M_{\text{ar}} \Rightarrow d_{\text{CO}_2} > d_{\text{ar}}$$

Como o gás carbônico é mais denso que o ar, quando ocorre sua liberação súbita em grande quantidade – durante erupções vulcânicas, por exemplo – podem acontecer tragédias, como a que ocorreu em 1979 no vale Dieng (Indonésia), causando a morte de 142 pessoas. Nesse acidente natural, vários vulcões entraram em erupção ao mesmo tempo em uma região de planalto, e o CO_2 liberado se acumulou nas regiões mais baixas do vale, deslocando o ar e causando morte por asfixia.

O gás carbônico liberado pelos vulcões se acumulou nas regiões mais próximas do solo do vale, deslocando o ar e, consequentemente, privando seres humanos e animais do gás oxigênio. Vale Dieng, Indonésia (2007).



A ilustração mostra um balão contendo gás hélio, que flutua por ser menos denso que o ar, e um balão contendo gás carbônico, que não flutua por ser mais denso que o ar.

Thibaut PETTIBARA/
Alamy/Glow Images



Exercícios resolvidos

1. Calcule a densidade de CO_2 a 27°C e $0,82\text{ atm}$.
[Dado: $M = 44\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.]

Solução

Dados: $T = 27^\circ\text{C} + 273\text{ K} = 300\text{ K}$

$P = 0,82\text{ atm}$

$d_{\text{CO}_2} = ?$

$M = 44\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Aplicando a fórmula diretamente:

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{0,82\text{ atm} \cdot 44\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300\text{ K}} \Rightarrow d = 1,47\text{ g/L}$$

2. Um gás X tem densidade, em relação ao hidrogênio, igual a 17. Calcule sua massa específica a 127°C e 623 mmHg .

[Dados: massa molar do $\text{H}_2 = 2\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $R = 62,3\text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.]

Solução

A densidade relativa é dada pela expressão:

$$\frac{d_x}{d_{\text{H}_2}} = \frac{M_x}{M_{\text{H}_2}} \Rightarrow 17 = \frac{M_x}{2} \Rightarrow M_x = 34\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para calcular a massa específica (d), usamos a fórmula:

$$d = \frac{PM}{RT}, \text{ em que } T = t(^{\circ}\text{C}) + 273\text{ K} \Rightarrow T = 400\text{ K}$$

$$d = \frac{623\text{ mmHg} \cdot 34\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{62,3\text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400\text{ K}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow d = 0,85\text{ g/L}$$

Fundamentando seus conhecimentos

Os três balões são idênticos e estão nas mesmas condições de temperatura e pressão.



elemento nitrogênio (N); massa atômica = 14



elemento hidrogênio (H); massa atômica = 1

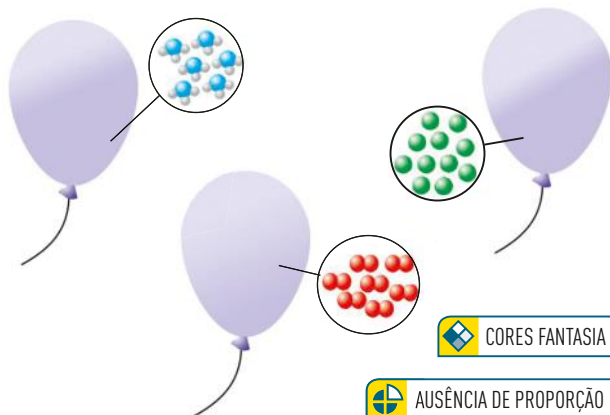


elemento oxigênio (O); massa atômica = 16



elemento neônio (Ne); massa atômica = 20

Massa molar do ar = $28,9\text{ g/mol}$



Banco de imagens/
Arquivo da editora

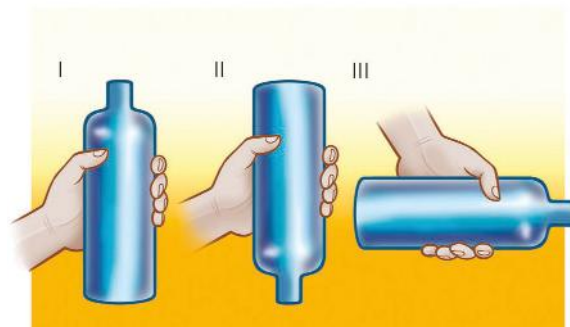
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

A respeito das ilustrações, responda às questões 1 a 3.

1. Indique a fórmula de cada gás.
2. Indique a massa molar de cada gás.
3. Qual(is) dos balões soltos no ar sobe(m) ou desce(m)?
4. Os gases metano (CH_4) e butano (C_4H_{10}) foram produzidos separadamente em um laboratório e recolhidos em dois frascos para serem transportados de uma bancada para outra. A seguir, estão indicadas três possíveis maneiras de esses frascos serem transportados. Qual a maneira adequada para o transporte de cada um dos gases?

[Dados: massas molares: $\text{CH}_4 = 16\text{ g/mol}$;
 $\text{C}_4\text{H}_{10} = 58\text{ g/mol}$; $\text{N}_2 = 28\text{ g/mol}$; $\text{O}_2 = 32\text{ g/mol}$.]



Sérgio Furlani/
Arquivo da editora

5. Analise o exemplo da tabela a seguir e complete a densidade dos outros gases a 27 °C e 1 atm. Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Gás	M (g/mol)	$d = \frac{PM}{RT} \text{ (g/L)}$
H ₂	2	$d_{\text{H}_2} = \frac{1 \cdot 2}{0,082 \cdot 300} = 0,08$
He	4	$d_{\text{He}} = \frac{1 \cdot 4}{0,082 \cdot 300} = 0,16$
CO ₂	44	$d_{\text{CO}_2} = \frac{1 \cdot 44}{0,082 \cdot 300} = 1,76$

6. Muitas pessoas utilizam aparelho de ar condicionado para manter a temperatura mais confortável em dias quentes.



Maksud/Shutterstock

Utilizando a equação:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

explique por que em países de clima quente é recomendado instalar o aparelho de ar condicionado na parte superior do ambiente.

7. O ar atmosférico pode ser considerado uma mistura contendo 80% de N₂ e 20% de O₂. Sabendo que N = 14 e O = 16:

- calcule a massa molar média do ar atmosférico;
- calcule sua densidade a 1 atm e 25 °C;
- nas mesmas condições do item anterior, qual a massa aproximada de ar contida num copo "vazio" de volume igual a 200 mL?

8. Os balões dirigíveis são muito utilizados para publicidade. Quando eles foram criados, o gás utilizado no seu interior era o hidrogênio, porém, por causa de sua combustibilidade, foi substituído pelo gás hélio.



Meotia/Shutterstock

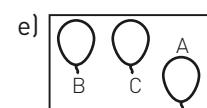
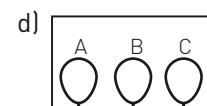
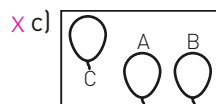
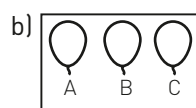
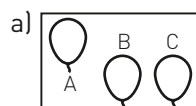
- Determine a densidade do gás hélio em relação ao ar. Admita que ambos estão nas mesmas condições de temperatura e pressão. Dados: He = 4 g · mol⁻¹ e ar = 29 g · mol⁻¹.
- Explique por que o balão dirigível é preenchido com gás hélio e não com gás carbônico, mesmo sabendo que o gás carbônico é mais fácil de ser obtido. Dado: CO₂ = 44 g · mol⁻¹.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. [Fatec-SP] Três balões A, B e C foram enchidos, respectivamente, com os gases nitrogênio, oxigênio e hidrogênio. Os três balões foram soltos numa sala cheia de ar, a 25 °C e 1 atm. São dadas as densidades, a 25 °C e 1 atm:

- $d_{\text{N}_2} = 1,14 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- $d_{\text{O}_2} = 1,31 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- $d_{\text{H}_2} = 0,0820 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- $d_{\text{Ar}} = 1,10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

As posições dos balões dentro da sala, após terem sido soltos, estão representadas em:



Reprodução/Arquivo da editora

2. (UFPE) Uma cabine está cheia de ar em condições ambientes ao nível do mar. No interior da cabine, encontram-se cinco balões, cada um contendo, nas mesmas condições de temperatura e pressão, um dos seguintes gases: hidrogênio, oxigênio, neônio, argônio e gás carbônico. O balão que sobe para o topo da cabine é aquele contendo: (Dados: H = 1; C = 12; O = 16; Ne = 20; Ar = 40.)

- ☒ a) hidrogênio.
- b) oxigênio.
- c) neônio.
- d) argônio.
- e) gás carbônico.

3. (UFMG) Um balão de borracha, como os usados em festa de aniversário, foi conectado a um tubo de ensaio, que foi submetido a aquecimento. Observou-se, então, que o balão aumentou de volume.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que o aquecimento:

- ☒ a) diminuiu a densidade do gás presente no tubo.
- b) transfere todo o gás do tubo para o balão.
- c) aumenta o tamanho das moléculas do gás.
- d) aumenta a massa das moléculas de gás.

4. (UPM-SP) O gás hidrogênio foi utilizado no início do século em balões conhecidos como "Zepelins". Atualmente, balões de publicidade e balões para crianças são encheidos de gás hélio. Relativamente ao gás hélio, é incorreto afirmar que:

(Dados: massas molares (g/mol): H = 1; He = 4.)

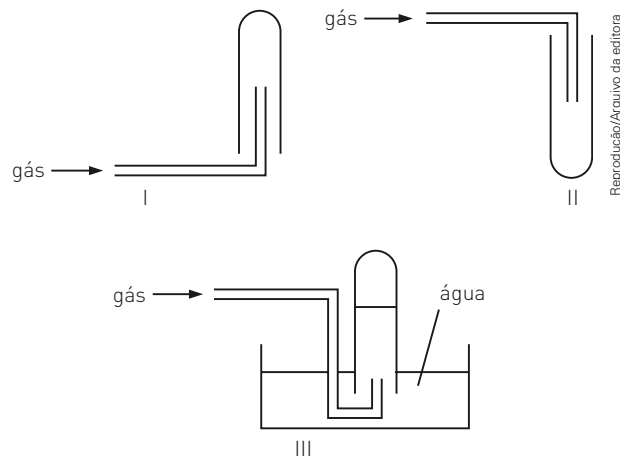
- ☒ a) tem densidade maior que o ar atmosférico.
- b) sua massa molar é maior dos que o gás hidrogênio.
- c) é um gás não inflamável.
- d) tem fórmula molecular: He.
- e) é um gás mais denso que o gás hidrogênio.

5. (Puccamp-SP) A massa molar de um gás que possui densidade da ordem de 0,08 g/L a 27 °C e 1 atm é, aproximadamente:

(Dado: R – constante universal dos gases: $8 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.)

- a) 5 g/mol.
- b) 4 g/mol.
- c) 3 g/mol.
- ☒ d) 2 g/mol.
- e) 1 g/mol.

6. (Fuvest-SP) Deseja-se preparar e recolher os gases metano, amônia e cloro. As figuras I, II e III mostram dispositivos de recolhimento de gases em tubo de ensaio.



Considerando os dados da tabela abaixo,

	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água
Metano	16	desprezível
Amônia	17	alta
Cloro	71	alta
Ar	29 (valor médio)	baixa

escolha, dentre os dispositivos apresentados, os mais adequados para recolher, nas condições ambientes, metano, amônia e cloro. Esses dispositivos são, respectivamente:

- a) II, II e III.
- ☒ b) III, I e II.
- c) II, III e I.
- d) II, I e III.
- e) III, III e I.

7. (PUC-RJ) Assumindo que uma amostra de gás oxigênio puro, encerrada em um frasco, se comporta idealmente, o valor mais próximo da densidade, em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, desse gás a 273 K e 1,0 atm é: Considere: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) 1,0.
- b) 1,2.
- ☒ c) 1,4.
- d) 1,6.
- e) 1,8.



Alain Laugel/Shutterstock

Os balões de ar quente sobem, pois quando o ar é aquecido ele se expande, o que diminui sua densidade. Considerando que a temperatura ambiente seja igual a 25 °C, a temperatura a que deve ser aquecido o ar no interior do balão para que sua densidade seja exatamente metade da do ar atmosférico é:

- a) 50 °C.
- b) 125 °C.
- c) 250 °C.
- ☒ d) 323 °C.
- e) 500 °C.

9. A densidade de um gás A nas CNTP é igual a 2,5 g/L. Calcule:

(Dado: $M_{\text{He}} = 4$)

- a) a massa molecular desse gás.
- b) a densidade desse gás a 273 °C e 2,00 atm.
- c) a densidade desse gás em relação ao He.
- d) a densidade desse gás em relação ao ar.

10. (UEM-PR) Sabendo-se que um recipiente fechado, de capacidade de um litro, contém 10 g de um gás considerado como ideal, a 273 K, assinale o que for correto.

(Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

- 01) Não é possível calcular o valor da pressão exercida pelo gás, pois é preciso saber a sua massa molar.
- 02) Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, então o volume molar desse gás é igual a 22,4 litros.
- 04) Ao se dobrar a temperatura do sistema, a pressão também dobra.
- 08) Se a massa molar do gás for igual a 10 g/mol, sua densidade absoluta, nas CNTP, é igual a 10 g/L.

16) Para um gás, alterações de temperatura e pressão interferem na sua densidade absoluta exclusivamente através da influência dessas alterações sobre o volume e não sobre a massa.

01, 04 e 16.

11. (FGV-SP) O Brasil é um grande exportador de frutas frescas, que são enviadas por transporte marítimo para diversos países da Europa. Para que possam chegar com a qualidade adequada ao consumidor europeu, os frutos são colhidos prematuramente e sua completa maturação ocorre nos navios, numa câmara contendo um gás que funciona como um hormônio vegetal, acelerando seu amadurecimento. Esse gás a 27 °C tem densidade $1,14 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ sob pressão de 1,00 atm. A fórmula molecular desse gás é:

(Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.)

- a) Xe.
- b) O_3 .
- c) CH_4 .
- ☒ d) C_2H_4 .
- e) N_2O_4 .

12. (UFPR) Nos últimos dois anos, a imprensa divulgou notícias sobre o risco de explosão oferecido por condomínios de luxo e um *Shopping Center* de São Paulo. Os estabelecimentos foram construídos sobre antigos lixões. Nesses casos, o órgão responsável, ligado à Secretaria de Meio Ambiente, autuou os estabelecimentos, exigindo providências quanto à instalação de sistema de extração de gases.

Em relação a esse risco, considere as seguintes afirmativas:

- 1. O risco de explosão deve-se principalmente à presença de metano, produzido por micro-organismos em condições anaeróbicas, na decomposição do material orgânico presente no lixão.
- 2. Os gases oferecem risco de explosão porque reagem vigorosamente com o gás oxigênio.
- 3. O gás metano é facilmente detectado pelo odor característico.
- 4. Os gases que oferecem risco de explosão apresentam alta densidade, formando lençóis nos compartimentos de subsolo, como garagens subterrâneas.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- ☒ b) Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
- e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

13. Recentemente a Prefeitura de São Paulo ameaçava fechar as portas de um centro comercial por causa do excesso de gás metano em seu subsolo. O empreendimento foi construído nos anos 1980 sobre um lixão e, segundo a Cetesb, o gás metano poderia subir à superfície e, eventualmente, causar explosões.

a) Uma propriedade que garante a ascensão do metano à atmosfera é a sua densidade. Considerando que os gases se comportam como ideais e que a massa molar média do ar atmosférico é de $28,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, justifique esse

comportamento do metano em relação ao ar atmosférico.

b) Na época do acontecimento, veiculou-se na imprensa que, “numa mistura com o ar, se o metano se encontra dentro de um percentual (5% a 15% em volume quando em ar ambiente com 21% de oxigênio) e existe uma faísca ou iniciador, a explosão irá ocorrer”. Partindo-se do ar atmosférico e de metano gasoso, seria possível obter a mistura com a composição acima mencionada, pela simples mistura desses gases? Justifique.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Fuvest-SP) Uma balança de dois pratos, tendo em cada prato um frasco aberto ao ar, foi equilibrada nas condições ambiente de pressão e temperatura. Em seguida, o ar atmosférico de um dos frascos foi substituído, totalmente, por outro gás. Com isso, a balança se desequilibrou, pendendo para o lado em que foi feita a substituição.

- a) Dê a equação da densidade de um gás (ou mistura gasosa), em função de sua massa molar (ou massa molar média).
- b) Dentre os gases da tabela, quais os que, não sendo tóxicos nem irritantes, podem substituir o ar atmosférico para que ocorra o que foi descrito? Justifique.

Gás	M (g/mol)
H ₂	2
He	4
NH ₃	17
CO	28
Ar	29
O ₂	32
CO ₂	44
NO ₂	46
SO ₂	64

2. (UFPI) A maioria dos gases industriais, exceto hidrogênio, amônia e metano, é mais densa que o ar. Considerando essa informação, em caso de acidente com liberação de gases na estrada, assinala a opção que associa a orientação correta

para as pessoas próximas ao local do acidente com a natureza do gás envolvido.

Recomendação 1: dirigir-se para o lugar mais alto possível.

Recomendação 2: situar-se em depressões ou lugar mais baixo possível.

	Recomendação 1	Recomendação 2
x a)	Cloro	Amônia
b)	Metil isocianato	Dióxido de carbono
c)	Amônia	Metano
d)	Propano	Metil isocianato
e)	Butano	Propano

3. (Fuvest-SP) Nas condições normais de temperatura e pressão, a massa de 22,4 litros do gás X₂ (X = símbolo do elemento químico) é igual a 28,0 g.
- a) Calcule a densidade desse gás, nessas condições.
- b) Qual a massa atômica do elemento X? Explique como encontrou o valor dessa massa.
4. A densidade de um gás X a 127 °C e 0,82 atm é igual a 2,0 g/L. Calcule:
- a) a massa molecular desse gás;
- b) sua densidade em relação ao H₂;
- c) sua densidade em relação ao ar. (MA: H = 1)
5. (UFS-SE) Após análise, certo gás mostrou ter densidade de 1,04 g/L, medida a 1 atm e 30 °C. A fórmula molecular desse gás é:
- (Dados: volume molar de gás a 1 atm e 30 °C = 25 L/mol; C = 12 g/mol; H = 1 g/mol.)
- a) CH.
b) CH₄.
- x c) C₂H₂.
d) C₂H₆.
- e) C₆H₆.

6. (UFG-GO) A equação da lei dos gases ideais, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, é uma equação de estado que resume as relações que descrevem a resposta de um gás ideal a mudanças de pressão, volume, temperatura e quantidade de moléculas. Considerando o exposto, demonstre, por meio de equações matemáticas, como a densidade de um gás qualquer varia em função da temperatura e determine a massa molar de um gás considerando os dados a seguir.

Dados: $d = 0,97 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; $T = 210^\circ\text{C}$; $P = 0,25 \text{ atm}$; $R = 62,36 \text{ L} \cdot \text{torr} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$.

7. (Unicamp-SP) Os gêiseres são um tipo de atividade vulcânica que impressiona pela beleza e imponência do espetáculo. A expulsão intermitente de água em jatos na forma de chafariz é provocada pela súbita expansão de água profunda, superaquecida, submetida à pressão de colunas de água que chegam até à superfície. Quando a pressão da água profunda supera a coluna de água, há uma súbita expansão, formando-se o chafariz até a exaustão completa, quando o ciclo recomeça.

a) Se a água profunda estiver a 300°C e sua densidade for $0,78 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, qual será a pressão (em atmosferas) de equilíbrio dessa água supondo-se comportamento de gás ideal? (Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.)

b) Nas imediações dos gêiseres, há belíssimos depósitos de sais inorgânicos sólidos que se formam a partir da água que aflora das profundezas. Dê dois motivos que justifiquem tal ocorrência.

8. (UFRJ) Um brinquedo que se tornou popular no Rio de Janeiro é um balão preto confeccionado com um saco de papel de polietileno bem fino. A brincadeira consiste em encher parcialmente o balão com ar atmosférico (massa molar igual a $28,8 \text{ g/mol}$), fechá-lo e deixá-lo ao Sol para que o ar em seu interior aqueça. Dessa forma, o ar se expande, o balão infla e começa a voar quando sua densidade fica menor do que a do ar atmosférico.

Considere que o ar no interior do balão se comporte como um gás ideal, que sua pressão seja igual à atmosférica e que a massa do saco de polietileno usado para confeccionar o balão seja igual a 12 g .

Determine a temperatura do ar, em graus Celsius ($^\circ\text{C}$), no interior do balão no momento em que seu volume atinge 250 L e sua densidade se iguala à do ar atmosférico ($1,2 \text{ g/L}$).

9. (UFRJ) Em relação à questão anterior, deseja-se substituir o ar no interior do balão por um gás formado por uma substância simples que, nas condições de temperatura e pressão do ar atmosférico, faça o balão voar.

Desprezando a massa do filme de polietileno que constitui o balão, identifique os quatro elementos da tabela periódica que poderiam ser usados para tal fim. (Consulte a tabela periódica.)

10. (ITA-SP) Uma amostra de $4,4 \text{ g}$ de um gás ocupa um volume de $3,1 \text{ L}$ a 10°C e 566 mmHg . Assinale a alternativa que apresenta a razão entre as massas específicas deste gás e a do hidrogênio gasoso nas mesmas condições de pressão e temperatura.

a) 2,2

b) 4,4

c) 10

x d) 22

e) 44

11. (FGV-SP) Até a profundidade de 30 m , mergulhadores utilizam ar comprimido, constituído de, aproximadamente, 80% de N_2 e 20% de O_2 em volume. Quando um mergulhador está a 10 m de profundidade no mar, para garantir sua respiração, o ar deve ser fornecido a uma pressão de 2 atm . Considere as seguintes afirmações:

I. A densidade do ar respirado pelo mergulhador a 10 m de profundidade é igual à do ar na superfície do mar.

II. As pressões parciais de N_2 e O_2 no ar comprimido respirado a 10 m de profundidade são iguais a $1,6 \text{ atm}$ e $0,4 \text{ atm}$, respectivamente.

III. Em temperaturas iguais, as quantidades de moléculas de N_2 contidas em iguais volumes de ar comprimido são maiores quanto maiores forem as pressões.

Está correto o que se afirma em:

a) III, apenas.

b) I e II, apenas.

c) I e III, apenas.

x d) II e III, apenas.

e) I, II e III.

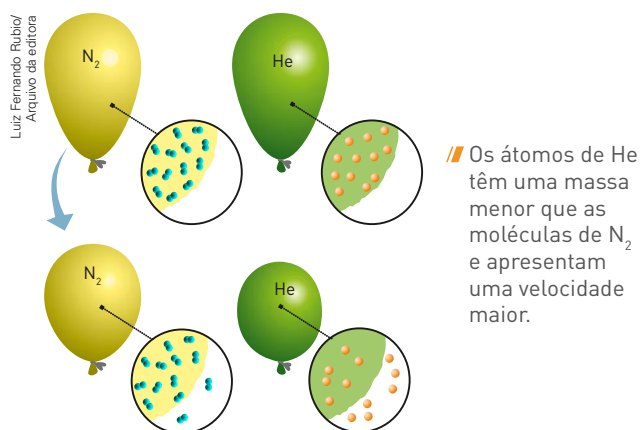
Difusão e efusão de gases

Lei de Graham

Tanto a difusão como a efusão dos gases são fatos cotidianos.

Para entender esses dois fenômenos, vamos observar inicialmente o que ocorre com dois balões, um preenchido com gás nitrogênio (N_2 ; $M = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) e o outro com gás hélio (He ; $M = 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) mantidos a uma mesma altura, com mesmo volume e nas mesmas condições de temperatura e pressão. Vamos considerar também que a pressão no interior dos balões é ligeiramente maior que a pressão atmosférica.

Após algum tempo, observa-se que o volume do balão com He diminui sensivelmente, enquanto o volume do balão com N_2 diminui muito pouco.



As paredes dos balões são ligeiramente permeáveis por apresentarem poros microscópicos, através dos quais ocorre um fluxo de gases.

O balão de He murchou muito mais que o de N_2 porque houve uma passagem maior de átomos de He do que moléculas de N_2 para fora do balão. Esse fenômeno é conhecido como **efusão** e depende da massa molar do gás considerado.

Efusão: passagem de um gás através de pequenos orifícios. A passagem de um gás através de uma parede porosa é uma efusão, pois a parede porosa é um conjunto de pequenos orifícios.

Os gases He e N_2 , ao saírem espontaneamente de seus balões, misturaram-se com o ar. Esse fenômeno é conhecido como **difusão** e é comum a todos os gases.

Difusão: propriedade de duas ou mais substâncias misturarem-se espontaneamente, resultando em soluções (misturas homogêneas), quando colocadas em presença umas das outras.

Dois ou mais gases, colocados em presença uns dos outros, misturam-se espontaneamente originando soluções gasosas. Dessa maneira, não existe mistura heterogênea, ou sistema polifásico, constituída de dois ou mais gases.

O fenômeno da difusão é corriqueiro e pode ser frequentemente observado: os gases que saem do escapamento dos automóveis e os lançados pelas chaminés das fábricas difundem-se e “perdem-se” na atmosfera (ar), devido à desproporção entre o volume desses gases e o volume de ar.

Quando, por exemplo, um vidro de perfume se quebra no canto de uma sala, depois de pouco tempo sente-se o cheiro do perfume em todo o ambiente. Isso ocorre devido a sua difusão no ar, espalhando-se por todos os pontos do local.

Comparando gases diferentes nas mesmas condições de pressão e temperatura, pode-se estabelecer uma relação matemática entre suas velocidades de difusão e suas massas molares.

Considerando que quaisquer gases, na mesma temperatura, apresentam a mesma energia cinética média (E) para suas partículas, temos:

gás A	gás B	// Nas equações, v é a velocidade média das partículas e M é a massa molar.
$E_A = \frac{M_A v_A^2}{2}$	$E_B = \frac{M_B v_B^2}{2}$	

Como $E_A = E_B$, temos:

$$\frac{M_A v_A^2}{2} = \frac{M_B v_B^2}{2} \Rightarrow M_A v_A^2 = M_B v_B^2 \Rightarrow \frac{v_A^2}{v_B^2} = \frac{M_B}{M_A} \Rightarrow \frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Essa relação entre a velocidade média das partículas e a massa molar dos gases foi deduzida pelo químico britânico Thomas Graham (1805-1869) e é conhecida por lei de Graham.

Lei de Graham: nas mesmas condições de P e T , as velocidades de efusão e difusão de dois gases são inversamente proporcionais à raiz quadrada de suas massas molares.

temperatura. O gás utilizado para encher o balão A foi o hélio (He), para o balão B foi o argônio (Ar), e para o C foi o dióxido de carbono (CO₂).

(Dados: massas atômicas: He = 4 u; Ar = 40 u; C = 12 u; O = 16 u; N = 14 u.)

Com relação aos balões é incorreto afirmar que:

- a) apenas o balão A ascenderá no ar, enquanto os balões B e C ficarão no chão.
 - ☒ b) logo após encher os balões, a quantidade de moléculas no estado gasoso do balão A será maior do que a encontrada nos balões B e C.
 - c) logo após encher os balões, a massa do balão A será menor do que a de B que será menor do que a de C.
 - d) primeiramente ficará murcho o balão A, depois o B e por último o C.
 - e) os gases utilizados para encher os balões A e B são classificados como gases nobres devido à sua inércia química.
8. (UPM-SP) Difusão é a propriedade de duas ou mais substâncias formarem, espontaneamente, entre si, uma mistura homogênea. Essa propriedade ocorre, quando:
- ☒ a) o odor de um perfume contido em um frasco aberto se espalha num ambiente.
 - b) o óleo diesel é derramado acidentalmente em uma lagoa.
 - c) um prego exposto ao ar enferruja.
 - d) a areia carregada pelo vento forma uma duna.
 - e) gases hidrogênio e oxigênio reagem, formando água.
9. O hidrogênio atravessa um pequeno orifício com velocidade igual a 5,0 L/min, em dada pressão e em dada temperatura. Qual a velocidade com que o oxigênio atravessa o mesmo orifício, em mesma pressão e mesma temperatura? (Dados: H = 1; O = 16.)
10. Um gás A atravessa um pequeno orifício com velocidade duas vezes menor que a do hélio, em mesma pressão e temperatura. Calcule a massa molecular de A. (Dado: He = 4.)
11. A velocidade de difusão de um gás X é a igual a $\frac{1}{3}$ da de um gás Y. Qual a densidade de X em relação a Y?
12. Por um pequeno orifício passam 10 L de CH₄ (g) em um tempo igual a 5 min. O mesmo volume de um gás X, nas mesmas condições, passa pelo mesmo orifício em um tempo igual a 10 min. A densidade do gás X a 273 °C e 2 atm, em g/L, será igual a:

(Dado: massa molar do CH₄ = 16 g/mol.)

- ☒ a) 2,86.
- b) 1,43.
- c) 3,20.
- d) 2,40.
- e) 2,80.

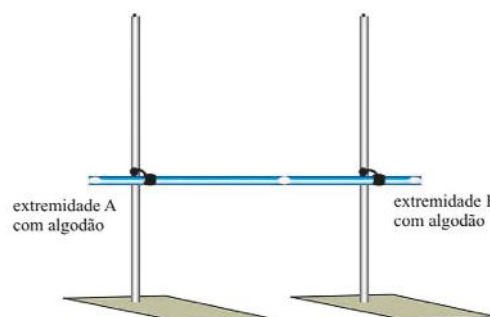
13. (Uema) Ao se adquirir um carro novo, é comum encontrar no manual a seguinte recomendação: *mantenha os pneus do carro corretamente calibrados de acordo com as indicações do fabricante*. Essa recomendação garante a estabilidade do veículo e diminui o consumo de combustível. Esses cuidados são necessários porque sempre há uma perda de gases pelos poros da borracha dos pneus (processo chamado difusão). É comum calibrarmos os pneus com gás comprimido ou nas oficinas especializadas com nitrogênio. O gás nitrogênio consegue manter a pressão dos pneus constante por mais tempo que o ar comprimido (mistura que contém além de gases, vapor de água que se expande e se contrai bastante com a variação de temperatura).

Considerando as informações dadas no texto e o conceito de difusão, pode-se afirmar, em relação à massa molar do gás, que:

- a) a do ar comprimido é igual à do gás nitrogênio.
- b) quanto maior, maior será sua velocidade de difusão.
- ☒ c) quanto menor, maior será sua velocidade de difusão.
- d) quanto menor, menor será sua velocidade de difusão.
- e) não há interferência na velocidade de difusão dos gases.

14. (UFTM-MG) Para abordar conceitos de gases, um professor de Química realizou junto com seus alunos duas atividades:

I. Experimento para demonstrar a Lei de Graham, utilizando os gases cloreto de hidrogênio, HCl (g), e amônia, NH₃ (g), que, ao reagirem, formam um produto sólido de coloração branca. Na figura é esquematizado o experimento com a formação do produto, indicado como um anel branco no tubo.



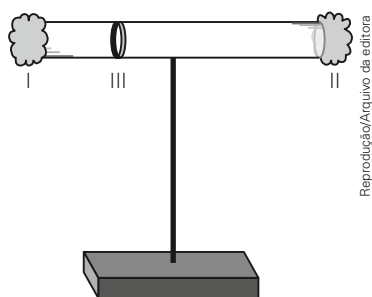
Reprodução/UFTM-MG, 2012.

Nas extremidades A e B do tubo são colocados, ao mesmo tempo, pedaços de algodão embebidos com soluções aquosas concentradas, uma delas de cloreto de hidrogênio e outra de amônia. O tempo para que os gases se encontrem, com a visualização da névoa branca, assim como a distância percorrida, foram medidos.

II. Apresentou uma tabela na lousa com os principais constituintes do ar atmosférico e discutiu a densidade desses gases. Propôs um exercício para o cálculo da densidade do gás carbônico a 1,0 atm e 550 K, considerando o valor da constante na equação dos gases ideais, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, como $0,080 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- No experimento I, indique qual solução foi colocada em cada extremidade do tubo e justifique.
- Apresente a resolução do exercício proposto na atividade II.

15. (UPE) Dois chumaços de algodão, I e II, embebidos com soluções de ácido clorídrico, HCl , e amônia, NH_3 , respectivamente, são colocados nas extremidades de um tubo de vidro mantido fixo na horizontal por um suporte, conforme representação abaixo. Após um certo tempo, um anel branco, III, forma-se próximo ao chumaço de algodão I. Dados: massas molares, $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$; $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$.



Baseando-se nessas informações e no esquema experimental, analise as seguintes afirmações:

- O anel branco forma-se mais próximo do HCl , porque este é um ácido forte, e NH_3 é uma base fraca.
- O anel branco formado é o NH_4Cl sólido, resultado da reação química entre HCl e NH_3 gasosos.

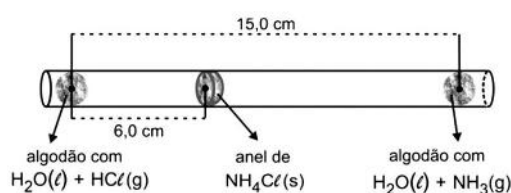
III. O HCl é um gás mais leve que NH_3 , logo se movimenta mais lentamente, por isso o anel branco está mais próximo do ácido clorídrico. Está CORRETO o que se afirma em:

- II.
- III.
- I e II.
- I e III.
- II e III.

16. (UFG-GO) O processo de enriquecimento de urânio passa pela separação de hexafluoretos de urânio, UF_6 , que são constituídos por diferentes isótopos de urânio. As velocidades de efusão desses hexafluoretos são muito próximas, sendo que a razão entre a velocidade de efusão do hexafluoreto que contém o isótopo de urânio mais leve em relação ao que contém o mais pesado é de 1,0043. De acordo com a lei de efusão de Graham, essa razão é igual à raiz quadrada da relação inversa de suas massas molares.

Sendo a massa molar da substância que contém o isótopo de urânio mais leve igual a 349 g/mol, calcule a massa atômica do isótopo mais pesado.

17. (Fuvest-SP) Uma estudante de Química realizou um experimento para investigar as velocidades de difusão dos gases HCl e NH_3 . Para tanto, colocou, simultaneamente, dois chumaços de algodão nas extremidades de um tubo de vidro, como mostrado na figura abaixo.



Reprodução/FUVEST, 2012.

Um dos chumaços estava embebido de solução aquosa de HCl (g), e o outro, de solução aquosa de NH_3 (g). Cada um desses chumaços liberou o respectivo gás. No ponto de encontro dos gases, dentro do tubo, formou-se, após 10 s, um anel de sólido branco (NH_4Cl), distante 6,0 cm do chumaço que liberava HCl (g).

- Qual dos dois gases, desse experimento, tem maior velocidade de difusão? Explique.
- Quando o experimento foi repetido a uma temperatura mais alta, o anel de NH_4Cl (s) se formou na mesma posição. O tempo necessário para a formação do anel, a essa nova temperatura, foi igual a, maior ou menor do que 10 s? Justifique.

Estequiometria

A Estação Espacial Internacional (ISS, sigla em inglês) orbita a cerca de 300 km da Terra, com uma tripulação formada por representantes dos Estados Unidos, Canadá, Japão, Brasil e diversos países da Europa.

Estar no espaço, porém, exige uma série de adaptações para atividades consideradas corriqueiras no dia a dia na Terra.

Você consegue imaginar que tipo de alimentos eles ingerem? Como eles obtêm o gás oxigênio? Como eles retêm o gás carbônico expelido na respiração? Será que, após alguns anos, a massa da estação se altera de maneira significativa?

A Estação Espacial Internacional é o maior objeto feito pelo ser humano a orbitar a Terra.

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Os diferentes métodos de determinação de fórmulas.
- Leis ponderais.
- Relações estequiométricas entre os participantes de uma reação química.

Cálculos estequiométricos



Respeitar as proporções entre os ingredientes de um bolo é decisivo para o sucesso ou o fracasso da receita.

Se você já preparou uma receita culinária, como um bolo ou um pudim, ou acompanhou seu preparo, deve saber da importância de obedecer ao que descreve a receita. Lá estão discriminados os ingredientes, as proporções e as unidades (colher, xícara, copo, etc.). Nada pode faltar, ou, então, a receita irá “desandar”. Caso queiramos preparar “meia” receita ou então “dobrá-la”, deveremos fazê-lo proporcionalmente, correto?

É claro que a cozinha está longe de ser um laboratório ou uma indústria, mas nela, sem saber, o cozinheiro está pondo em prática princípios de uma área fundamental da Química: a estequiometria.

A **estequiometria** (palavra derivada do grego *stoicheia* — partes mais simples — e *metrein* — medida) diz respeito ao cálculo das quantidades das substâncias envolvidas em uma reação química.

Para efetuarmos os cálculos estequiométricos, devemos conhecer as proporções entre os elementos que formam as diferentes substâncias.

Essas proporções são perceptíveis pelo conhecimento das fórmulas das substâncias. Por isso, inicialmente vamos estudar os diferentes tipos de fórmulas.

Tipos de fórmulas

Fórmula percentual

A **fórmula percentual** indica a porcentagem, em massa, de cada elemento que constitui a substância.

Uma maneira de determiná-la é tomar por base a fórmula molecular da substância, aplicando os conceitos de massa atômica e massa molecular. Por exemplo, sabendo que a fórmula molecular do metano, um dos componentes do gás natural, é CH_4 , e que as massas atômicas do carbono e do hidrogênio são, respectivamente, 12 e 1, temos:

$$\text{CH}_4 \begin{cases} \text{C} = 12 \cdot 1 = 12 \\ \text{H} = 1 \cdot 4 = \frac{4}{16} \rightarrow \text{massa molecular (MM) de CH}_4 \end{cases}$$

Assim, na massa molecular igual a 16, o carbono participa com 12 e o hidrogênio com 4. Logo:

$$\text{C} \begin{cases} 16 \text{ — } 100\% \\ 12 \text{ — } x \end{cases}$$

$$x = 75\% \text{ de carbono}$$

$$\text{H} \begin{cases} 16 \text{ — } 100\% \\ 4 \text{ — } y \end{cases}$$

$$y = 25\% \text{ de hidrogênio}$$

Desse modo, temos: $\text{C}_{75\%}\text{H}_{25\%}$.

Rogério Cassimiro/Folhapress



O gás natural veicular (GNV) é utilizado como combustível.

Fórmula mínima ou empírica

A **fórmula mínima** indica a menor proporção, em números inteiros de mol, dos átomos dos elementos que constituem uma substância.

Veja, a seguir, como determiná-la.

Exemplo 1

Uma amostra submetida à análise qualitativa apresenta como únicos constituintes carbono e hidrogênio. Uma posterior análise quantitativa revelou a existência de 75% em massa de carbono e 25% em massa de hidrogênio.

- **1º passo:** É conveniente, quando se trabalha com porcentagem em massa, considerar amostras de 100 g, o que permite que as porcentagens em massa correspondam à massa **em gramas** de cada elemento:

$$100 \text{ g de amostra} \begin{cases} 75\% \text{ em massa de carbono} \Rightarrow 75 \text{ g de carbono} \\ 25\% \text{ em massa de hidrogênio} \Rightarrow 25 \text{ g de hidrogênio} \end{cases}$$

- **2º passo:** A partir dessas quantidades em massa e conhecendo as massas atômicas dos elementos, pode-se determinar o número de mol de átomos de cada elemento. Então, temos:

$$\text{C} = \text{massa atômica} = 12 \Rightarrow \text{massa molar} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H} = \text{massa atômica} = 1 \Rightarrow \text{massa molar} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n^\circ \text{ de mol de átomos (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

$$\text{C} \Rightarrow n = \frac{75 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,25 \text{ mol de átomos}$$

$$\text{H} \Rightarrow n = \frac{25 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 25 \text{ mol de átomos}$$

Em 100 g dessa amostra, 6,25 mol de átomos de carbono estão combinados com 25 mol de átomos de hidrogênio. Note que essa não é a menor proporção nem está em números inteiros.

- **3º passo:** Após determinar a proporção entre o número de mol de átomos, deve-se transformá-la na menor proporção possível de números inteiros. Isso pode ser feito dividindo-se os valores em números de mol pelo menor deles.

$$\text{C} \Rightarrow n = 6,25 \text{ mol}$$

$$\text{H} \Rightarrow n = 25 \text{ mol}$$

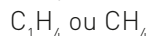
	C	H
Relação entre o número de mol	$\frac{6,25 \text{ mol}}{6,25 \text{ mol}} = 1$	$\frac{25 \text{ mol}}{6,25 \text{ mol}} = 4$

O resultado obtido é um número adimensional que indica a menor proporção entre o número de átomos de cada elemento em uma molécula do composto. Se o resultado obtido nessa operação não for de números inteiros, devemos multiplicar todos os valores por um mesmo número, de maneira a obter a menor proporção em números inteiros.

Ao realizar a análise de uma substância desconhecida, o primeiro passo é determinar sua **composição** (análise qualitativa). O segundo passo consiste na determinação das **quantidades** das massas de cada elemento (análise quantitativa). Com esses dados, obtém-se a fórmula percentual e, a partir dela, pode-se determinar o número de mol de átomos de cada elemento e estabelecer uma proporção entre esses valores.

Assim, essa é a menor proporção, de números inteiros, entre o número de átomos de cada componente.

Assim, a fórmula mínima desse composto é:



Exemplo 2

Uma amostra contém 1,84 g de sódio, 1,24 g de fósforo e 2,24 g de oxigênio. (Dados: massas atômicas: Na = 23; P = 31; O = 16.)

Para determinar a fórmula mínima do composto, inicialmente devemos determinar o número de mol (n) de átomos de cada elemento.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow \begin{array}{ccc} \text{Na} & \text{P} & \text{O} \\ \frac{1,84 \text{ g}}{23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} & \frac{1,24 \text{ g}}{31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} & \frac{2,24 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \\ \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ \text{número de mol de átomos} & \{0,08 \text{ mol} & 0,04 \text{ mol} & 0,14 \text{ mol} \end{array}$$

Em seguida, devemos determinar suas menores proporções possíveis, em números inteiros:

$$\text{relação entre o número de mol} \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,08}{0,04} = 2 \\ \frac{0,04}{0,04} = 1 \\ \frac{0,14}{0,04} = 3,5 \end{array} \right.$$

A fórmula mínima nem sempre fornece o número real de mol de átomos de cada elemento que compõe a substância, mas sim a menor proporção de números inteiros possível entre eles.

Como nem todos os valores encontrados são inteiros, deve-se multiplicá-los por um mesmo número que permita obter a menor proporção em números inteiros. Nesse caso, o número adequado é 2. Assim:

$$\begin{array}{ccc} \text{Na} & \text{P} & \text{O} \\ 2 \text{ mol} & 1 \text{ mol} & 3,5 \text{ mol} \\ \downarrow \times 2 & \downarrow \times 2 & \downarrow \times 2 \\ 4 \text{ mol} & 2 \text{ mol} & 7 \text{ mol} \end{array}$$

Portanto, a fórmula mínima desse composto é: $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$

Fórmula molecular

A **fórmula molecular** indica o número real de átomos de cada elemento químico na molécula.

Em alguns casos, ela é igual à fórmula mínima; em outros, porém, é um múltiplo inteiro da fórmula mínima.

fórmula mínima		fórmula molecular
H_2O	$\longrightarrow$	H_2O
CH	$\xrightarrow{\times 6}$	C_6H_6
P_2O_5	$\xrightarrow{\times 2}$	P_4O_{10}
CH	$\xrightarrow{\times 2}$	C_2H_2

Fórmula molecular = (Fórmula mínima)_n, em que n é inteiro.

A fórmula molecular pode ser determinada de várias maneiras, conforme os dados conhecidos. Veja algumas delas.

1ª situação

Quando são conhecidas a fórmula mínima do composto e sua massa molar, é bastante simples determinar a fórmula molecular, pois sabemos que a massa molar da fórmula molecular corresponde a um múltiplo da massa molar da fórmula mínima. Exemplo:

- Um hidrocarboneto, obtido a partir do petróleo, apresenta fórmula mínima CH e massa molecular 78. Determine a fórmula molecular desse hidrocarboneto. (Dados: massas atômicas: C = 12; H = 1.)

fórmula mínima	fórmula molecular
CH	$(CH)_n$
$[12] + [1]$	$MM = 78$
$MM = 13$	$[CH]_n = 78$
	$13n = 78$
	$n = 6$

Portanto, a fórmula molecular será $(CH)_6$, ou seja: C_6H_6

2ª situação

Quando são conhecidas as porcentagens em massa de cada elemento do composto, inicialmente determina-se a massa de cada elemento na composição da massa molar.

Em seguida, divide-se a massa de cada elemento pela sua massa molar para determinar o número de mol de cada elemento na fórmula molecular. Exemplo:

- A vitamina C, cuja massa molar é $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, é constituída pelos elementos carbono (C), hidrogênio (H) e oxigênio (O) nas seguintes porcentagens em massa:
C = 40,9% em massa
H = 4,55% em massa
O = 54,6% em massa

Vejamos como determinar sua fórmula molecular:

- a) Determina-se a massa de cada elemento na composição da massa molecular.

$$C \left\{ \begin{array}{l} 176 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ x \text{ — } 40,9\% \end{array} \right. \quad x = \frac{176 \text{ g} \cdot 40,9\%}{100\%} \quad x = 71,9 \text{ g}$$

$$H \left\{ \begin{array}{l} 176 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ y \text{ — } 4,55\% \end{array} \right. \quad y = \frac{176 \text{ g} \cdot 4,55\%}{100\%} \quad y = 8,0 \text{ g}$$

$$O \left\{ \begin{array}{l} 176 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ z \text{ — } 54,6\% \end{array} \right. \quad z = \frac{176 \text{ g} \cdot 54,6\%}{100\%} \quad z = 96,1 \text{ g}$$

- b) Com esses valores, determina-se o número de mol de átomos de cada elemento.

$$C \left\{ \frac{71,9 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,99 \text{ mol de átomos de C} \right.$$

$$H \left\{ \frac{8,0 \text{ g}}{1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8 \text{ mol de átomos de H} \right.$$

$$O \left\{ \frac{96,1 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6 \text{ mol de átomos de O} \right.$$

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo



O ácido ascórbico, conhecido por vitamina C, está presente em todas as frutas cítricas, sendo a acerola uma das que apresentam maior teor dessa vitamina.

Como a fórmula molecular sempre indica um número inteiro de átomos e em vários casos encontramos números fracionários, faremos aproximações para o número inteiro mais próximo. No nosso exemplo, encontramos para o C o número 5,99, que deve ser aproximado para 6.

Assim, a fórmula molecular da vitamina C é:



3ª situação

Quando são conhecidas as quantidades em massa, mol de átomos dos elementos presentes no composto e a massa molar da fórmula molecular, inicialmente determina-se o número de mol de átomos de cada elemento. Isso nos permite obter a fórmula mínima que, relacionada com a massa molar do composto, determina sua fórmula molecular. Exemplo:

Um dos monossacarídeos mais conhecidos apresenta:

- 7,2 g de carbono;
- 1,2 mol de hidrogênio;
- $3,6 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio.

Sabendo que a massa molar é igual a $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, determina-se sua fórmula molecular.

Inicialmente, vamos determinar o número de mol de átomos de cada um dos elementos:

$$\text{C} = \frac{7,2 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

$$\text{H} = 1,2 \text{ mol}$$

$$\text{O} = \frac{3,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

Em seguida, devemos determinar a fórmula mínima, fazendo a relação entre o número de mol:

C	H	O
$\frac{0,6 \text{ mol}}{0,6 \text{ mol}}$	$\frac{1,2 \text{ mol}}{0,6 \text{ mol}}$	$\frac{0,6 \text{ mol}}{0,6 \text{ mol}}$
1	2	1

fórmula mínima = CH_2O

Agora devemos relacionar a fórmula mínima com a fórmula molecular:

fórmula mínima	fórmula molecular
CH_2O	$(\text{CH}_2\text{O})_n$
$\text{MM} = 30$	$\text{MM} = 180$
	$(\text{CH}_2\text{O})_n = 180$
	$30n = 180$
	$n = 6$

Fórmula molecular: $(\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Exercícios resolvidos

1. O gesso, também conhecido como gesso de Paris, é o principal material utilizado nas imobilizações ortopédicas.



kruraphoto/Shutterstock

O gesso apresenta $2 \text{ CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{ H}_2\text{O}$. Determine a porcentagem em massa de água nesse material. Dados: massas molares (g/mol) $\text{Ca} = 40$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$ e $\text{H} = 1$

Solução

Inicialmente devemos determinar a massa molar do sal hidratado:

CaSO_4

$$\begin{aligned}\text{Ca} &= 40 \cdot 1 = 40 \\ \text{S} &= 32 \cdot 1 = 32 \quad + \\ \text{O} &= 16 \cdot 4 = 64 \\ \hline &136 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

Como na fórmula temos 2 CaSO_4 : $2 \cdot (136 \text{ g}) = 272 \text{ g}$

H_2O

$$\begin{aligned}\text{H} &= 1 \cdot 2 = 2 \\ \text{O} &= 16 \cdot 1 = 16 \quad + \\ \hline &18 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

Como na fórmula temos $\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{O}$: $\frac{1}{2} \cdot (18 \text{ g}) = 9 \text{ g}$

Massa molar do $2 \text{ CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{ H}_2\text{O} = 272 \text{ g} + 9 \text{ g} = 281 \text{ g/mol}$

Cálculo do teor de H_2O

$$\begin{array}{rcl} 281 \text{ g} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 100\% \\ 9 \text{ g} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & x \\ x & = & 3,2\% \end{array}$$

2. O cloreto de cobalto anidro (CoCl_2) é um sal de coloração azul que absorve facilmente o vapor de água presente no ar, produzindo um sal hidratado ($\text{CoCl}_2 \cdot x \text{ H}_2\text{O}$) de coloração rosa. Esse sal é encon-

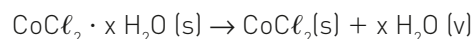
trado em objetos que mudam de cor em função da umidade relativa do ar. Por exemplo: em dias de alta umidade relativa, o sal absorve a água do ambiente e fica rosado; em dias mais secos, o sal perde a água e o objeto fica azulado.



Fotos: A. Parramon/AP Photo

O galinho do tempo é um bibelô revestido de cloreto de cobalto anidro. Em um dia de alta umidade relativa do ar, o galinho se torna rosa (à esquerda), enquanto nos dias secos ele fica azul (à direita).

Sabendo que o sal totalmente hidratado, ao sofrer desidratação completa de acordo com a equação a seguir, perde 21,68% de sua massa, determine o valor de x na fórmula desse sal.

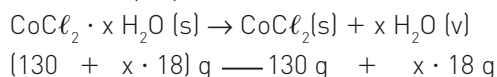


Dados: massas molares (g/mol):

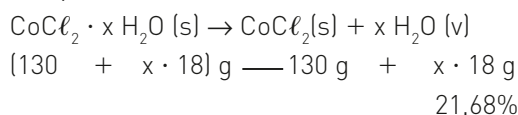
$\text{CoCl}_2 = 130$ e $\text{H}_2\text{O} = 18$

Solução

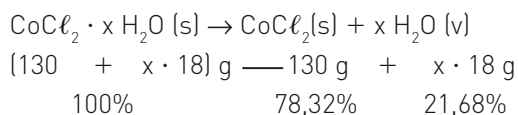
Vamos inicialmente determinar as massas envolvidas na equação:



Como temos uma perda de 21,68% de sua massa, segundo o texto, podemos fazer a seguinte relação.



Assim, temos



$$\begin{array}{rcl} 130 + x \cdot 18 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 100\% \\ x \cdot 18 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 21,68\% \\ x & = & 2 \\ \text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} & & \end{array}$$

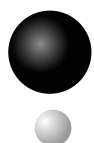
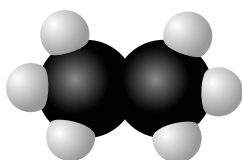
Fundamentando seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

Observe a molécula representada abaixo e responda às questões **1** a **3**.

O petróleo é a mais importante fonte de hidrocarbonetos, compostos formados por carbono e hidrogênio. A ilustração representa um modelo de uma molécula de um hidrocarboneto, denominado etano.

Banco de imagens/
Arquivo da editora



= C MA = 12

= H MA = 1



AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



CORES FANTASIA

1. Escreva sua fórmula molecular.
2. Calcule a porcentagem em massa do carbono e do hidrogênio no etano.
3. Escreva sua fórmula mínima.

Com base nas informações abaixo, responda às questões **4** e **5**.

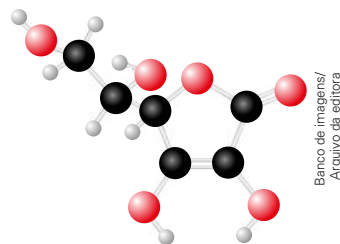
A laranja e a acerola são fontes naturais de vitamina C.



Para uma mesma massa de laranja e de acerola, a concentração de vitamina C na acerola é, aproximadamente, 20 vezes maior.

A sua deficiência pode provocar uma doença conhecida por escorbuto.

A estrutura a seguir representa um modelo de uma molécula de vitamina C.



Esfera/Cor	Elemento	MA (u)
preta	carbono	12
vermelha	oxigênio	16
cinza-claro	hidrogênio	1

4. Escreva sua fórmula molecular.
5. Calcule o teor de carbono nessa vitamina.
6. O óleo de fígado de bacalhau é uma grande fonte de β -caroteno, que é um precursor da vitamina A. Essa vitamina tem papel essencial na visão. Uma amostra de vitamina A apresenta o seguinte número de mol de átomos:
 - C = 1 mol de átomos
 - H = 1,5 mol de átomos
 - O = 0,05 mol de átomos
 Determine a fórmula mínima da vitamina A.
7. Observe as fotografias.

rtm/Shutterstock



Kucher Serhiy/Shutterstock



luhuanq/Shutterstock

A estátua, a concha e a casca de ovo apresentam em comum um sal. Sabendo que esse sal apresenta a seguinte porcentagem em massa: Ca = 40%; C = 12%; O = 48%, determine a fórmula mínima desse sal.

[Dados: massas molares: Ca = 40 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol]

8. Determine a fórmula mínima dos óxidos I e II.

	Enxofre	Oxigênio
Óxido I	50% em massa	50% em massa
Óxido II	40% em massa	60% em massa

9. O principal componente do vinagre é o ácido acético (do latim *acetum*, que significa azedo). Considerado um ácido fraco, é volátil e possui odor característico.



Sua massa molar é igual a 60 g/mol.
A fórmula percentual dessa substância é $C_{40\%}H_{6,7\%}O_{53,3\%}$.

Determine a fórmula molecular desse ácido.
[Dados: massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16]

10. Uma das substâncias presentes nos frutos do guaraná, nos grãos de café e nas folhas do chá é a cafeína.

A análise de uma amostra de cafeína determinou que ela é constituída por: C = 4,8 g; H = 0,5 mol; O = $6,0 \cdot 10^{22}$ átomos; N = 2,8 g.

Sabendo que a massa molar da cafeína é igual a 194 g/mol, determine sua fórmula molecular.

[Dados: massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; N = 14]



/// A cafeína, presente nos frutos do guaraná, é uma substância orgânica classificada como alcaloide. Ela age no sistema nervoso central como estimulante.

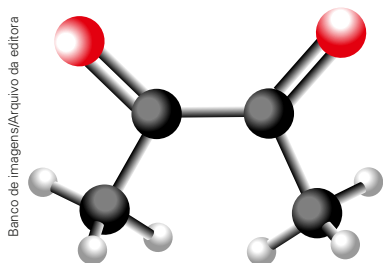
Desenvolvendo seus conhecimentos

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

Fórmula centesimal ou percentual

Com base nas informações abaixo, responda às questões 1 e 2.

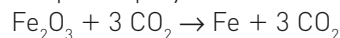
A ilustração representa o modelo de uma molécula da substância denominada butanodiona, que, na temperatura ambiente, é um líquido amarelo e volátil, responsável pelo sabor característico da manteiga.



Dados:

Esfera/Cor	Elemento	MA (u)
preta	carbono	12
vermelha	oxigênio	16
cinza-claro	hidrogênio	1

- Qual é sua fórmula molecular?
- Calcule o teor de carbono nessa substância.
- (Ufes) Uma das reações que ocorrem na produção de ferro (Fe) a partir da hematita (Fe_2O_3) pode ser representada pela equação:



A percentagem em massa de ferro na hematita, considerando-a pura, é:

[Dados: Fe = 56; O = 16]

- a) 16%.
b) 35%.
c) 49%.
d) 56%.
x e) 70%.

4. (USJT-SP) O álcool etílico, C_2H_5OH , contido nas bebidas alcoólicas, é metabolizado no organismo, inicialmente para o etanal (C_2H_4O). Uma das causas da ressaca está associada ao aumento da quantidade de etanal na rede sanguínea. A porcentagem em massa de carbono no etanal é:

- a) 68,9%.
b) 65,4%.
X c) 54,5%.
d) 34,6%.
e) 26,7%.

5. O carbonato de cálcio ($CaCO_3$) é um dos principais componentes do exoesqueleto, enquanto o fosfato de cálcio [$Ca_3(PO_4)_2$] é um dos principais componentes do endoesqueleto. Determine o teor de cálcio em cada um dos sais.

Dados: massas molares (g/mol): Ca = 40; P = 31; O = 16; C = 12 g.

6. (UPF-RS) De acordo com a Lei de Proust, é possível determinar as porcentagens em massa dos tipos de partículas que formam uma determinada substância. Considerando que o cobre metálico [Cu (s)], quando combinado com enxofre [S_8 (s)], forma a substância sulfeto de cobre (II) [CuS (s)], qual a porcentagem em massa de íons cobre (II) e de íons sulfeto nessa substância?

- a) $Cu^{2+} = 33,54\%$ e $S^{2-} = 66,46\%$.
b) $Cu^{2+} = 66,46\%$ e $S^{2-} = 33,54\%$.
X c) $Cu^{2+} = 64,4\%$ e $S^{2-} = 35,6\%$.
d) $Cu^{2+} = 50\%$ e $S^{2-} = 50\%$.
e) $Cu^{2+} = 35,6\%$ e $S^{2-} = 64,4\%$.

7. Um forte aquecimento transforma $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (sal hidratado) em $CaSO_4$ (sal anidro). Qual porcentagem em massa de água foi perdida nessa transformação? (Dados: massas molares (g/mol): Ca = 40; S = 32; O = 16 e H = 1)

- a) 5,4%
b) 11,2%
X c) 20,9%
d) 25,7%
e) 32,7%

Fórmula mínima

8. O carbureto é um sal utilizado em lanternas para a iluminação em trabalhos de mineração e de investigação de cavernas.



shopper/Stock/Getty Images



Fer Gregory/Shutterstock

Ele é constituído por cálcio e carbono na proporção de 1,0 mol de átomos de cálcio para 2,0 mol de átomos de carbono. A fórmula do carbureto (carbeto de cálcio) é:

(Dados: massas molares (g/mol): C = 12 e H = 1)

- a) CaC .
X b) CaC_2 .
c) Ca_2C .
d) Ca_2C_3 .
e) Ca_3C_2 .

9. (UFV-MG) Uma substância pura, de massa igual a 32 g, foi submetida à análise elementar e verificou-se que continha 10 g de cálcio, 6 g de carbono e 16 g de oxigênio.

(Dados: massas molares (g/mol): Ca = 40; C = 12 e O = 16)

- a) Qual é o teor (porcentagem) de cada elemento na substância?
b) Qual é a fórmula mínima dessa substância?

10. (PUC-PR)

Está registrado na Bíblia, em Levíticos, que as folhas e galhos do salgueiro que nasce nos riachos são medicinais. Há 2 400 anos, Hipócrates já recomendava folhas de salgueiro para doenças e trabalhos de parto. Hoje, a aspirina – ácido acetilsalicílico – é a droga mais popular em todo o mundo. Estima-se que já tenham sido consumidos $1 \cdot 10^{12}$ tablets de aspirina. A cada ano, 50 000 tablets de aspirina são vendidos mundialmente – isto sem contar as outras formas como o AAS aparece no mercado, quer seja em outras marcas da aspirina ou, ainda, combinado com outros analgésicos, cafeína ou vitamina C. Registrada sob a patente nº 36.433 de Berlim, em 1899, a aspirina superou gerações e continua sendo a droga mais utilizada no combate à dor – e a cada ano surgem mais indicações para esse fármaco.

Fonte: www.qmoweb.org.

A aspirina tem 60% de carbono, 4,5% de hidrogênio e 35,5% de oxigênio.

Determine a sua fórmula empírica. (Dados: C = 12; H = 1; O = 16)

- a) $C_5H_4O_2$
X b) $C_9H_8O_4$
c) C_2H_2O
d) CHO
e) $C_{18}H_{16}O_8$

11. (Uece) São conhecidos alguns milhares de hidrocarbonetos. As diferentes características físicas são uma consequência das diferentes composições moleculares. São de grande importância econômica, porque constituem a maioria dos combustíveis minerais e biocombustíveis. A análise de

uma amostra cuidadosamente purificada de determinado hidrocarboneto mostra que ele contém 88,9% em peso de carbono e 11,1% em peso de hidrogênio. Sua fórmula mínima é:

- a) C_3H_4 .
- b) C_2H_5 .
- ☒ c) C_2H_3 .
- d) C_3H_7 .

12. (Emescan-ES) Alguns pacientes são submetidos a testes de coagulação do sangue antes de uma determinada cirurgia. Considerando que a composição percentual da massa de um composto que atua diretamente na coagulação do sangue seja de 76,71% de carbono ($C = 12 \text{ g/mol}$), 7,02% de hidrogênio ($H = 1 \text{ g/mol}$) e 16,27% de nitrogênio ($N = 14 \text{ g/mol}$), determine sua fórmula empírica:

- a) C_5H_9N .
- ☒ b) $C_{11}H_{12}N_2$.
- c) $C_{12}H_{12}N_2$.
- d) $C_{10}H_{12}N$.
- e) $C_6H_9N_2$.

Fórmula molecular

13. (UPM-SP) O ácido acetilsalicílico é um medicamento muito comum e muito utilizado em todo o mundo possuindo massa molar de $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Sabendo que a sua composição centesimal é igual a 60% de carbono, 35,55% de oxigênio e 4,45% de hidrogênio, é correto afirmar que a sua fórmula molecular é:
- Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): $H = 1$; $C = 12$ e $O = 16$.

- ☒ a) $C_9H_8O_4$.
- b) $C_6H_5O_4$.
- c) $C_6H_4O_3$.
- d) $C_5H_4O_2$.
- e) C_4H_2O .

14. (Fac. Pequeno Príncipe-PR) A talidomida é um derivado do ácido glutâmico que foi sintetizado na Alemanha, em 1953. Em pouco tempo, conquistou o mercado como um remédio eficaz que controlava a ansiedade e os enjoos de mulheres grávidas. Mas, a partir de 1960, foi descoberto que o remédio provocava má-formação de fetos dessas gestantes. Nasceu, nos anos seguintes, uma geração com graves anomalias, conhecidas como síndrome da talidomida. Em uma amostra de 2,58 g desse composto, existem 1,56 g de carbono, 0,10 g de hidrogênio,

0,28 g de nitrogênio e 0,64 de oxigênio, portanto, a fórmula molecular da talidomida é:

Dados: $C = 12$; $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$.

- a) $C_{26}H_{20}N_4O_8$.
- ☒ d) $C_{13}H_{10}N_2O_4$.
- b) $C_8H_{10}NO_2$.
- e) $C_{10}H_{10}NO_4$.
- c) $C_6H_8N_3O$.

15. (UFBA) As fórmulas são representações que identificam a composição e os átomos presentes na estrutura de uma substância química. Essas representações indicam a composição centesimal, a relação estequiométrica entre o número de átomos, em números inteiros e menores possíveis, e a proporção entre átomos na molécula. As fórmulas químicas são determinadas a partir de processos de análise qualitativa e quantitativa. Com os dados obtidos durante esses processos, pode-se, então, determinar a fórmula química de uma substância e, a partir do conhecimento de suas propriedades funcionais, construir um modelo que represente sua estrutura.

A análise de uma amostra de substância pura revelou na composição 0,180 g de carbono, 0,030 g de hidrogênio e 0,160 g de oxigênio. Outro experimento indicou massa molecular igual a 74 u.

Determine as fórmulas mínima e molecular dessa substância.

16. (Vunesp-SP) A massa de 1 mol de vanilina, uma substância utilizada para dar sabor aos alimentos, é constituída por 96 g de carbono, 8 g de hidrogênio e 48 g de oxigênio. São dadas as massas molares, em g/mol : vanilina = 152; $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$. As fórmulas empírica e molecular da vanilina são, respectivamente:

- a) C_3H_4O e $C_9H_{12}O_2$.
- d) C_5H_5O e $C_{11}H_{14}O$.
- b) $C_3H_4O_2$ e $C_7H_{12}O_4$.
- ☒ e) $C_8H_8O_3$ e $C_8H_8O_3$.
- c) C_3H_5O e $C_{10}H_{10}O_2$.

17. (Unicamp-SP) Sabe-se que 1,0 mol de um composto contém 72 g de carbono, 12 mol de átomos de hidrogênio e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio. Dentre as alternativas, a que contém a fórmula molecular do composto é:

- a) $C_5H_{14}O_3$.
- d) $C_7H_{12}O_2$.
- ☒ b) $C_6H_{12}O_2$.
- e) $C_8H_{10}O_2$.
- c) $C_7H_{12}O$.

18. A fórmula mínima do composto do exercício anterior é:

- a) $C_2H_{10}O$.
- d) C_4H_6O .
- ☒ b) C_3H_6O .
- e) $C_4H_{10}O$.
- c) $C_3H_{10}O$.

Sempre que necessário, consulte a tabela periódica.

Fórmula centesimal ou percentual

Texto para a próxima questão:

No capítulo Raios Penetrantes, Oliver Sacks relembra de um exame de úlcera do estômago que presenciou quando criança.

“Mexendo a pesada pasta branca, meu tio continuou: ‘Usamos sulfato de bário porque os íons de bário são pesados e quase opacos para os raios X’. Esse comentário me intrigou, e eu me perguntei por que não se podiam usar íons mais pesados. Talvez fosse possível fazer um ‘mingau’ de chumbo, mercúrio ou tálio – todos esses elementos tinham íons excepcionalmente pesados, embora, evidentemente, ingeri-los fosse letal. Um mingau de ouro e platina seria divertido, mas caro demais. ‘E que tal mingau de tungstênio?’, sugeri. ‘Os átomos de tungstênio são mais pesados que os do bário, e o tungstênio não é tóxico nem caro.’”

(SACKS, O. *Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia. das Letras, 2002).

1. (Ulbra-RS) O material usado no exame citado no texto, o sulfato de bário (BaSO_4), quando puro, apresenta, aproximadamente, qual % (em massa) de bário?
- a) 85%
 - b) 74%
 - ☒ c) 59%
 - d) 40%
 - e) 10%

Texto para a próxima questão:

O incêndio na boate *Kiss*, em Santa Maria (RS), ocorrido no início deste ano [2013], trouxe à tona uma série de questões sobre a segurança dos estabelecimentos e também sobre o atendimento a vítimas de grandes incêndios. Uma delas é por que foi preciso trazer dos Estados Unidos uma substância tão simples – uma vitamina B injetável – para atender os pacientes que, segundo exames, foram intoxicados com cianeto?

O gás cianídrico liberado na queima da espuma, utilizada para melhorar a acústica da casa noturna, intoxicou a maior parte das vítimas, segundo perícia.



Reprodução/UFTM, 2013.

“É descaso e ignorância”, resume o toxicologista Anthony Wong, diretor do Ceatox (Centro de Assistência Toxicológica do Hospital das Clínicas da Faculdade de Medicina da Universidade de São Paulo). Segundo ele, é inadmissível que o país não tenha a substância e que seu uso não seja difundido entre médicos e socorristas, como acontece em outras partes do mundo.

A hidroxocobalamina, que faz parte do complexo B, é usada em altas concentrações como antídoto para o cianeto. O gás, o mesmo que já foi usado no extermínio de judeus nos campos de concentração nazistas, é subproduto da queima de diversos componentes usados na indústria, como o plástico, o acrílico e a espuma de poliuretano. Segundo os peritos que investigam o incêndio em Santa Maria, essa última foi usada no isolamento acústico da boate.

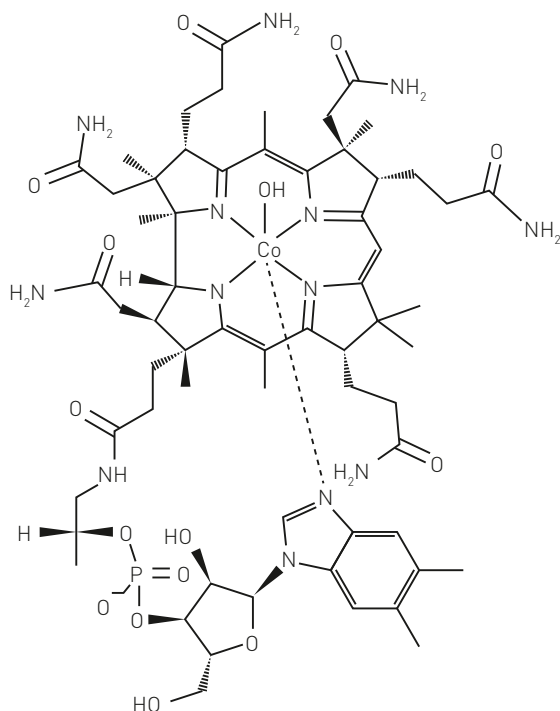
Capaz de matar em poucos minutos, o cianeto bloqueia a cadeia respiratória das células, impedindo que o oxigênio chegue aos órgãos e tecidos. Quando usada logo após a exposição, a hidroxocobalamina salva vidas. “O efeito é tão rápido que parece até milagroso”, conta Wong. Mas isso não é algo que os médicos aprendem na escola: “São poucas as faculdades que oferecem curso de toxicologia e, nas que tem, a matéria é opcional”.

(noticias.uol.com.br. Adaptado.)

Informações adicionais:

- O gás cianídrico é o cianeto de hidrogênio (HCN) no estado gasoso.

- A fórmula estrutural da hidroxocobalamina é:



- A massa molar da hidroxocobalamina é aproximadamente igual a $1,3 \cdot 10^3$ g/mol.

2. (UFTM-MG) A porcentagem em massa de cobalto na hidroxocobalamina é, aproximadamente:

Dado: Co = 59.

- a) 6,0.
 - ☒ b) 4,5.
 - c) 1,5.
 - d) 3,0.
 - e) 7,5.
3. (Vunesp-SP) A porcentagem em massa de nitrogênio no nitrato de amônio, NH_4NO_3 , um fertilizante muito usado na agricultura, é igual a:

- a) 14%.
- b) 17,5%.
- c) 28%.
- ☒ d) 35%.
- e) 70%.

4. (UFF-RJ) O principal componente inorgânico dos ossos e dentes é a hidroxiapatita, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. A composição percentual em massa de fosfato nessa substância é, aproximadamente:

- a) 40%
- b) 10%
- c) 12%
- d) 48%
- ☒ e) 57%

5. (UFF-RJ) O esmalte dos dentes contém um mineral chamado hidroxiapatita — $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Os ácidos presentes na boca, ao reagirem com a hidroxiapatita, provocam o desgaste do esmalte, originando as cáries.

Atualmente, com o objetivo de prevenção contra as cáries, os dentifrícios apresentam em suas fórmulas o fluoreto de cálcio. Este é capaz de reagir com a hidroxiapatita, produzindo a fluoroapatita — $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ — uma substância que adere ao esmalte, dando mais resistência aos ácidos produzidos, quando as bactérias presentes na boca metabolizam os restos de alimentos.

Com base nas fórmulas mínimas das duas substâncias, pode-se afirmar que o percentual de fósforo nos compostos é, aproximadamente:

Dados: massas atômicas: H = 1; O = 16; F = 19; P = 31; Ca = 40.

- a) 0,18%.
- b) 0,60%.
- c) 6,00%.
- ☒ d) 18,50%.
- e) 74,0%.

6. (Uece)

“O engenheiro fez uma fogueira e nela colocou as piritas, cuja composição era carvão, sílica (SiO_2), alumínio e sulfeto de ferro (II) (FeS). Em dez ou doze dias, o sulfeto de ferro (II) se transformaria em sulfato de ferro (II) [FeSO_4] e o alumínio, em sulfato de alumínio [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$], substância solúvel, ao contrário dos outros produtos da operação, como a sílica e o carvão.”

(A ilha misteriosa. Júlio Verne)

Dados: massas atômicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

A partir das informações do texto e, também, de seus conhecimentos, assinale o correto.

- ☒ a) O sulfato de alumínio anidro tem composição percentual aproximada de 16 partes de alumínio, 28 partes de enxofre e 56 partes de oxigênio.
- b) A pirita ou ouro de tolo é um minério constituído de ferro, enxofre e alumínio.
- c) Na hipótese de ocorrer a formação de sulfato de ferro a partir do sulfeto de ferro, o ferro sofreria uma reação de redução.
- d) O carvão e o alumínio são substâncias simples e a sílica é uma mistura heterogênea de quartzo, mica e feldspato.

Fórmula mínima

7. (Vunesp-SP) Em uma amostra de vanilina encontram-se 5,3 mol de carbono, 5,3 mol de hidrogênio e 2 mol de oxigênio.

A fórmula mínima da vanilina é:

- a) $C_9H_{12}O_2$.
- x**b) $C_8H_8O_3$.
- c) $C_7H_{20}O_3$.
- d) $C_6H_{12}O_4$.
- e) $C_6H_6O_5$.

8. Um sulfeto foi obtido pela reação de 11,2 g de ferro com 12,8 g de enxofre. A proporção de átomos $\left(\frac{Fe}{S}\right)$ na fórmula do composto vale:

Dados: Fe = 56 g/mol e S = 32 g/mol

- a) $\frac{1}{1}$.
- x**b) $\frac{1}{2}$.
- c) $\frac{1}{3}$.
- d) $\frac{2}{3}$.
- e) $\frac{3}{4}$.

9. Molas e ferramentas de corte são fabricadas com "ferrovanádio", uma liga obtida pelo aquecimento de ferro com óxido de vanádio. Uma análise do óxido de vanádio mostrou que 71,4 g de vanádio (MA = 51 u) estavam combinados com 56 g de oxigênio (MA = 16 u). Determine a fórmula mínima do óxido de vanádio.

10. (IMS-SP) Uma análise revelou que um composto do tipo C_xH_y apresentava 88,9% em massa de carbono. Logo, podemos prever que a proporção entre os números de átomos de carbono e hidrogênio será, respectivamente, igual a:

Dados: C = 12; H = 1.

- a) 1 : 1.
 - b) 1 : 2.
 - c) 1 : 3.
 - x**d) 2 : 3.
 - e) 3 : 4.
11. (Unifesp) Estanho e iodo reagem quantitativamente formando um produto, cuja fórmula pode ser

determinada reagindo-se quantidades conhecidas de iodo (dissolvido em um solvente) com excesso de estanho e determinando-se a massa do metal remanescente após a reação. Os resultados de uma experiência foram:

- massa de iodo utilizado: 5,08 g;
- massa inicial de estanho: 4,18 g;
- massa final de estanho: 3,00 g.

Dadas as massas molares, em g/mol, Sn = 118 e I = 127, pode-se concluir que a fórmula mínima do composto obtido é:

- a) SnI.
- b) SnI_2 .
- c) SnI_3 .
- x**d) SnI_4 .
- e) SnI_5 .

Fórmula molecular

12. (UFRGS-RS) A análise elementar de um hidrocarboneto (CH) mostrou que ele é composto por 20% de hidrogênio e 80% de carbono. O composto abaixo que apresenta essa composição é o:

- a) C_2H_4 .
- b) C_6H_6 .
- c) C_2H_2 .
- x**d) C_2H_6 .
- e) CH_4O .

13. (Uerj) Observe na tabela a distribuição percentual dos principais elementos químicos cujos átomos, combinados, formam as moléculas que compõem o organismo humano.

Elemento químico	Percentual (% m/m)
O	61,6
C	19,0
H	9,1
N	5,0

Dentre os elementos indicados na tabela, nomeie o responsável por formar as cadeias das moléculas orgânicas presentes no organismo humano e indique seu número atômico. Apresente, ainda, a fórmula molecular e a fórmula estrutural do óxido formado entre o oxigênio e o hidrogênio.

14. (UFC-CE) Na análise de 5 (cinco) diferentes compostos (A, B, C, D e E) formados apenas por nitrogênio e oxigênio, as relações de massas entre nitrogênio e oxigênio em cada um deles figuram na tabela a seguir.

Composto	Massa de nitrogênio (g)	Massa de oxigênio (g)
A	2,8	1,6
B	2,8	3,2
C	2,8	4,8
D	2,8	6,4
E	2,8	8,0

- a) Se a massa molar do composto C é de $76 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, determine as fórmulas químicas para os compostos A, B, C, D e E.
- b) Identifique entre A, B, C, D e E os óxidos nítrico e nitroso.
15. (PUC/Senac-SP) A cafeína é um alcaloide presente nos grãos de café e nas folhas de chá, atuando como estimulante do sistema nervoso central. Um mol de cafeína contém $4,8 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono, 10 mol de átomos de hidrogênio, 56 g de nitrogênio e $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de oxigênio. A fórmula molecular da cafeína é ($N = 14$).
- a) $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{N}_5\text{H}_{12}$
- b) $\text{C}_{48}\text{H}_{10}\text{N}_{56}\text{O}_{12}$
- x**c) $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$
- d) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}_6\text{O}_2$
- e) $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2$

16. (PUC-SP) A criolita é um minério cujo principal componente é o fluoreto de alumínio e sódio. Sua principal aplicação é na produção do alumínio, onde é adicionada à alumina (óxido de alumínio), obtendo-se uma mistura de temperatura de fusão de 950°C , tornando economicamente viável a eletrólise da alumina e a obtenção do metal alumínio.
- A relação entre a massa de sódio e de alumínio na criolita é de $\frac{23}{9}$ e, portanto, a fórmula mínima do fluoreto de alumínio e sódio é
- a) NaAlF_6
- b) NaAlF_4
- c) Na_3AlF_4
- x**d) Na_3AlF_6

17. (UEPG-PR) Um mol de um determinado composto contém 72 g de carbono (C), 12 mol de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio (O). Sobre o composto acima, assinale o que for correto.
- Dados: $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$, $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$ e $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$. Constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$.
- 01) 2 mol do composto têm 144 g de oxigênio.
- 02) A fórmula mínima do composto é $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.
- 04) O composto tem massa molecular igual a 58 g/mol.
- 08) A fórmula molecular do composto é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$.
- 16) 3 mol do composto têm $2,16 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio. **02 e 08.**

18. (Puccamp-SP) Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-16, que significa 4% de nitrogênio total, 30% de P_2O_5 e 16% de K_2O . Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente:
- a) 0,25.
- b) 0,33.
- x**c) 0,42.
- d) 0,51.
- e) 0,68.
- Dados: $\text{O} = 16,0$;
 $\text{P} = 31,0$.

19. (IME-RJ) Um hidreto gasoso tem fórmula empírica XH_3 (massa molar de $\text{X} = 13 \text{ g/mol}$) e massa específica de 6,0 g/L numa dada condição de temperatura e pressão.
- Sabendo-se que, nas mesmas temperatura e pressão, 10 L de O_2 gasoso tem massa de 3,0 g, pode-se afirmar que a fórmula molecular do hidreto é:
- a) $\text{X}_{0,5}\text{H}_{1,5}$
- b) XH_3
- x**c) X_4H_{12}
- d) X_2H_6
- e) X_6H_{18}

Estequiometria das reações químicas

As bases para o estudo da estequiometria das reações químicas foram lançadas no século XVIII por cientistas que conseguiram expressar, matematicamente, as regularidades que ocorrem nessas reações por meio das **leis das combinações químicas**. Essas leis foram divididas em **leis ponderais** (relacionam as massas dos participantes de uma reação) e **lei volumétrica** (relaciona os volumes dos participantes de uma reação).

Leis ponderais

Lei da conservação das massas

Essa lei foi proposta, por volta de 1775, por Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) e é popularmente enunciada da seguinte maneira:

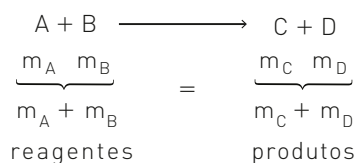
“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.”

Isso significa que, em uma reação química, a matéria não é criada nem destruída.

A Lei da conservação das massas foi proposta por Lavoisier após a realização, em 1773, de um experimento que ele viria a repetir muitas vezes e que lhe permitiu concluir:

Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

Generalizando:



Em seu experimento, Lavoisier colocou em um frasco uma quantidade do metal mercúrio (Hg) e, após fechá-lo hermeticamente, determinou sua massa. A seguir, esse sistema fechado foi colocado em um forno de alta temperatura. Após certo tempo, esse frasco foi pesado novamente, apresentando a mesma massa, porém o mercúrio havia reagido com o gás oxigênio do ar contido no frasco formando uma nova substância: o óxido de mercúrio.

Lei das proporções definidas

Em 1799, Joseph Louis Proust (1754-1826), por meio da análise de substâncias puras, determinou que a composição em massa dessas substâncias era constante, independentemente de seu processo de obtenção. Assim, por exemplo, a água, não importando sua origem ou seu método de obtenção, sempre é formada por 11,1% em massa de hidrogênio e 88,9% em massa de oxigênio:

água	→	hidrogênio	+	oxigênio
100%		11,1%		88,9%
100 g		11,1 g		88,9 g



Na tela pintada por Jacques-Louis David, em 1788, Lavoisier aparece ao lado da cientista Marie-Anne Pierrette Paulitzte, também sua esposa e assistente. Pelos seus trabalhos, Lavoisier é considerado o fundador da Química moderna.



Retrato de Joseph Louis Proust, químico francês que enunciou a Lei das proporções definidas.

Assim, a composição da água apresentará sempre uma mesma relação entre as massas de hidrogênio e oxigênio para qualquer massa de água:

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{11,1\text{ g}}{88,9\text{ g}} \cong \frac{1}{8}$$

Na formação da água, deveremos ter a combinação de hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 para 8 em massa. Se reagirmos 1 g de hidrogênio com 8 g de oxigênio, obteremos 9 de água. Em função desses resultados, Proust enunciou a segunda lei ponderal:

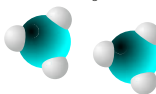
Lei de Proust das proporções definidas: Toda substância apresenta uma proporção em massa constante na sua composição, e a proporção na qual as substâncias reagem e se formam é constante.

	hidrogênio + oxigênio → água				
Proporção	1	:	8	:	9
Experimento A	10 g	+	80 g	→	90 g
Experimento B	5 g	+	40 g	→	45 g

Lei volumétrica de Gay-Lussac

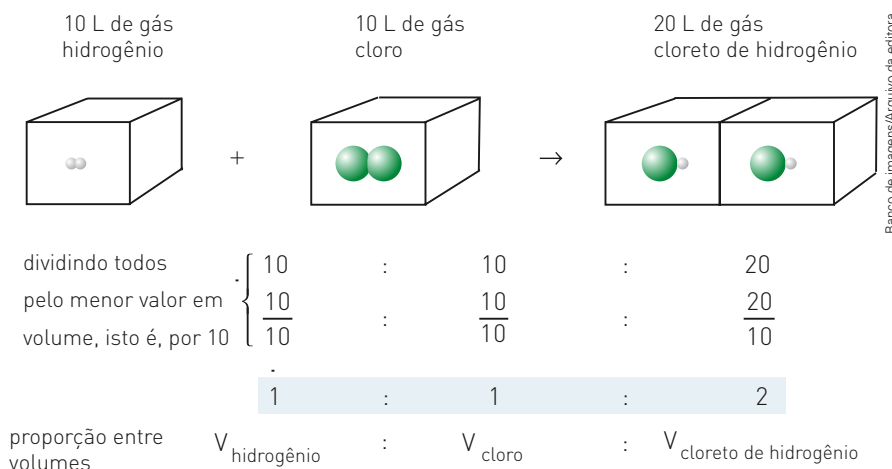
Uma das contribuições de Gay-Lussac à Química foi a Lei da combinação de volumes, publicada em 1808 e baseada em uma série de experimentos. Um deles envolvia a reação entre o gás hidrogênio e o gás nitrogênio, cujo produto é a amônia.

Nessa reação, 3 volumes de H_2 reagem com 1 volume de N_2 , formando 2 volumes de NH_3 .

Proporção		+		→	
em número de moléculas	3 moléculas	+	1 molécula	→	2 moléculas
em número de mol	3 mol	+	1 mol	→	2 mol
em volume	3 volumes	+	1 volume	→	2 volumes

Lei volumétrica de Gay-Lussac: Nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

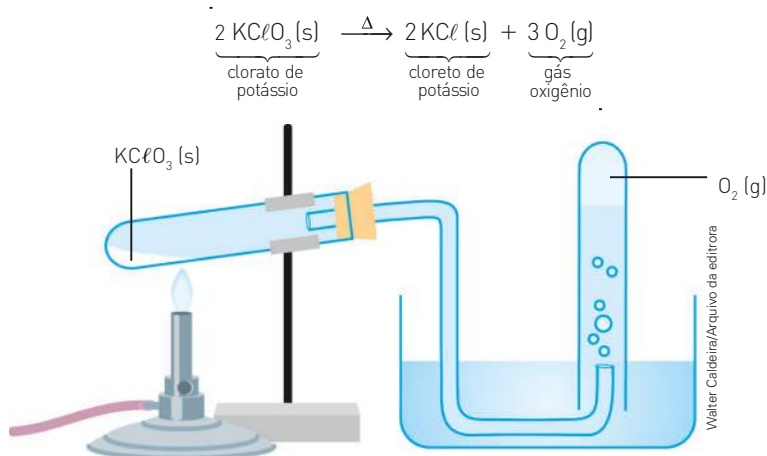
Veja mais um exemplo em que os resultados experimentais confirmam essa lei. Para isso, considere sempre todos os participantes no estado gasoso e nas mesmas condições de pressão e temperatura.



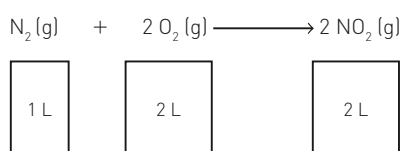
Fundamentando seus conhecimentos

Com base nas informações a seguir, responda às questões **1** e **2**.

O clorato de potássio (KClO_3), ao ser aquecido, sofre decomposição, produzindo cloreto de potássio (KCl) e gás oxigênio (O_2). O gás oxigênio pode ser recolhido utilizando-se a seguinte aparelhagem:



1. A decomposição de 245 g de KClO_3 produz 149 g de KCl . Qual a massa de O_2 produzida?
2. Se quisermos obter 48 g de oxigênio, que massa de KClO_3 deve ser usada?
3. Um dos óxidos responsáveis pela chuva ácida é o NO_2 . Esse óxido se forma pela reação do gás oxigênio com o gás nitrogênio.



Determine os volumes dos gases nitrogênio e oxigênio necessários para produzir 100 L de NO_2 nas mesmas condições.

Desenvolvendo seus conhecimentos

- (Col. Naval-RJ) Suponha que quando se aquece uma amostra de esponja de aço composta exclusivamente por ferro (Fe), em presença de oxigênio do ar, ela entra em combustão formando como único produto o óxido de ferro III. Logo, se 50 g de esponja de aço forem aquecidas e sofrerem combustão total, a massa do produto sólido resultante será:
 - menor do que 50 g, pois na combustão forma-se também CO_2 (g).
 - menor do que 50 g, pois o óxido formado é muito volátil.
 - igual a 50 g, pois a massa se conserva nas transformações químicas.
 - maior do que 50 g, pois o ferro é mais denso do que o oxigênio.
 - maior do que 50 g, pois átomos de oxigênio se ligam aos de ferro.
- Quando um objeto de prata, ao ser exposto ao ar, fica preto, sua massa aumenta. Quando uma vela é acesa, sua massa diminui. Essas observações violam a Lei da conservação das massas? Justifique sua resposta.

- (Cefet-MG) O óxido de cálcio (CaO), cal virgem, reage com o dióxido de carbono (CO_2) produzindo o carbonato de cálcio (CaCO_3). Em um laboratório de Química, foram realizados vários experimentos cujos resultados estão expressos na tabela a seguir:

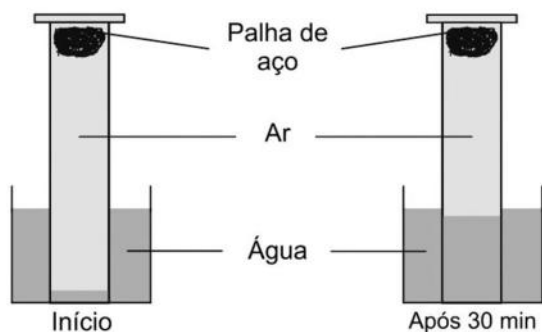
Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	X	10,0
II	Y	22,0	50,0
III	56,0	44,0	Z

Com base na lei de Lavoisier e nos experimentos realizados, conclui-se que:

- $\frac{Y}{X} = 5$.
- $X \cdot Y < Z$.
- $\frac{Z}{5,6} = X \cdot 3,5$.
- $\frac{56}{Y} \cdot \frac{22}{44} = 1$.

Desafiando seus conhecimentos

- (PUC-RS) Em temperatura ambiente, colocou-se uma porção de palha de aço, previamente lavada com ácido acético para remoção de óxidos, no fundo de uma proveta. Imediatamente, colocou-se a proveta emborcada em um copo com água. Observou-se, após cerca de 30 minutos, que a água aumentou de volume dentro da proveta, conforme ilustração.



Reprodução/PUC-RS, 2017.

A hipótese mais provável para explicar o ocorrido é que

- parte do ar dissolveu-se na água, fazendo com que a água ocupasse o lugar do ar dissolvido.
 - o ar contraiu-se pela ação da pressão externa.
 - 79% da quantidade de ar reagiu com a palha de aço.
 - parte da água vaporizou-se, pois o sistema está à temperatura ambiente.
 - o oxigênio presente no ar reagiu com o ferro da palha de aço, formando óxido de ferro.
- (Furg-RS) Em uma aula de laboratório, um estudante realizou queimas ao ar de três diferentes massas iniciais de “palhinhas de aço” (Fe). Algumas das massas, resultantes das queimas das “palhinhas” ao final de cada experimento, foram reunidas na tabela.

Experimento	Massa inicial (g)	Massa final (g)
1	0,80	1,00
2	0,95	1,16
3	1,06	1,28

Considerando os dados apresentados em relação aos experimentos, é correto afirmar que:

- ✗ a) a massa aumentou devido à incorporação do gás oxigênio ao produto final.
- b) o aumento da massa deve ser atribuído à sua transformação em energia.
- c) no experimento 1, a massa final deveria ser menor que 0,80 g.
- d) o ferro ficou mais pesado devido à perda de sua parte volátil.
- e) houve erro na determinação da massa final, pois esta deveria ser igual à inicial.

3. (UEL-PR) Leia o texto a seguir.

Para muitos filósofos naturais gregos, todas as substâncias inflamáveis continham em si o elemento fogo, que era considerado um dos quatro elementos fundamentais. Séculos mais tarde, George Stahl ampliou os estudos sobre combustão com a teoria do flogístico, segundo a qual a combustão ocorria com certos materiais porque estes possuíam um “elemento” ou um princípio comum inflamável que era liberado no momento da queima. Portanto, se algum material não queimasse, era porque não teria flogístico em sua composição. Uma dificuldade considerável encontrada pela teoria do flogístico era a de explicar o aumento de massa dos metais após a combustão, em sistema aberto. Lavoisier critica a teoria do flogístico e, após seus estudos, conciliou a descoberta acidental do oxigênio feita por Joseph Priestley, com seus estudos, chegando à conclusão de que o elemento participante da combustão estava nesse componente da atmosfera (o ar em si) juntamente com o material, e não em uma essência que todos os materiais continham.

Adaptado de: STRATHERN, P. “O Princípio da Combustão”. In: STRATHERN, P. *O Sonho de Mendeleiev*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002. p. 175-193.

Com base no texto e nos conhecimentos sobre combustão, assinale a alternativa correta.

- a) De acordo com a Lei de Lavoisier, ao queimar uma palha de aço, em um sistema fechado, a massa do sistema irá aumentar.

- ✗ b) Ao queimar uma folha de papel em uma caixa aberta, a massa da folha de papel diminui, porque os produtos da combustão são gasosos e se dispersam na atmosfera.
- c) Ao queimar uma vela sobre uma bancada de laboratório, a massa da vela se manterá constante, pois houve apenas uma mudança de estado físico.
- d) Considere que, em um sistema fechado, 32,7 g de zinco em pó reagem com 4 g de gás oxigênio, formando 40,7 g de óxido de zinco (ZnO).
- e) Na combustão do carvão, em um sistema fechado, 12 g de C (s) reage com 32 g de oxigênio formando 88 g de dióxido de carbono (CO₂).

4. (Unicamp-SP) Materiais poliméricos podem ter destinos diversos, que não seja o simples descarte em lixões ou aterros. A reciclagem, por exemplo, pode ser feita por reaproveitamento sob diversas formas. Na reciclagem secundária os diversos polímeros que compõem o descarte são separados e reutilizados na fabricação de outros materiais; já na reciclagem quaternária, o material é usado diretamente como combustível para gerar energia térmica ou elétrica. Considere uma embalagem de material polimérico composta por 18 g de PET (C₁₀H₈O₄)_n, 4 g de PEAD (C₂H₄)_n e 0,1 g de PP (C₃H₆)_n.

- a) Do ponto de vista ambiental, o que seria melhor: a reciclagem secundária ou a quaternária? Justifique sua escolha.
- b) Numa reciclagem quaternária, representada pela combustão completa da embalagem citada, a massa consumida de polímeros e oxigênio seria maior, menor ou igual à massa formada de gás carbônico e água? Justifique.

5. (UFG-GO) Leia o texto a seguir.

[...] Como a Revolução Francesa não teve apenas por objeto mudar um governo antigo, mas abolir a forma antiga da sociedade, ela teve de ver-se a braços a um só tempo com todos os poderes estabelecidos, arruinar todas as influências reconhecidas, apagar as tradições, renovar os costumes e os usos e, de alguma maneira, esvaziar o espírito humano de todas as ideias sobre as quais se tinham fundado até então o respeito e a obediência. [...]

TOCQUEVILLE, A. de. *O antigo regime e a revolução*. Brasília: Editora da UnB, 1989.

A ideia expressa, que se coaduna com o texto e os ideais da Revolução Francesa, é a seguinte:

- a) “Nada é tão maravilhoso que não possa existir, se admitido pelas leis da natureza”. (Michael Faraday)
- b) “Toda sentença que eu digo deve ser entendida não como afirmação, mas como uma pergunta”. (Niels Bohr)
- x c) “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. (Antoine Lavoisier)
- d) “A relação entre a química e a música é a criatividade. Assim, ambas são uma arte”. (Dimitri Mendeleev)
- e) “Apenas a prática frequente faz com que a pessoa realize experimentos complexos”. (Joseph Priestley)
6. (UTF-PR) Até antes da elaboração da lei da conservação da massa, acreditava-se que as substâncias reagiam sem nenhum tipo de relação, ou seja, as quantidades que reagiam não dependiam de nenhum tipo de proporção. Após a formalização matemática desta lei, por Antoine L. Lavoisier, outras proporções entre substâncias reagentes começaram a aparecer; dentre estas, pode-se citar a lei das proporções definidas (ou também conhecida como lei de Proust). Ao conjunto de leis que retratam o comportamento da matéria em relação às proporções em que elas se combinam dá-se o nome de leis ponderais. Com relação às leis ponderais, pode-se afirmar que a alternativa que mostra uma reação química que **não está de acordo** com a lei de Proust é:

a)

Hidrogênio	Oxigênio	Água
1 g	8 g	9 g
4 g	32 g	36 g

x b)

Hidrogênio	Oxigênio	Água
2 g	16 g	18 g
4 g	8 g	12 g

c)

Carbono	Oxigênio	Dióxido de carbono
12 g	32 g	44 g
24 g	64 g	88 g

d)

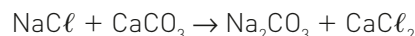
Carbono	Oxigênio	Dióxido de carbono
3 g	8 g	11 g
9 g	24 g	33 g

e)

Carbono	Oxigênio	Dióxido de carbono
6 g	8 g	14 g
12 g	16 g	28 g

7. (Fatec-SP) Quando comprimidos efervescentes são adicionados à água, ocorre reação química, com liberação de gás carbônico. Sendo assim, considere o seguinte experimento:
- 200 mL de água (densidade igual a 1 g/mL) foram adicionados a um frasco de boca larga, aberto. A massa desse frasco vazio é igual a 160 g.
 - Em seguida, foram acrescentados à água desse frasco 10 g de certo pó efervescente.
 - Após o término da reação, o frasco aberto contendo o líquido resultante foi colocado em uma balança, que acusou a massa de 362 g.
- Com base nesses dados, calcula-se que a massa, em gramas, de gás carbônico liberado para o ar pela reação foi igual a:
- a) 2.
b) 4.
c) 6.
x d) 8.
e) 10.

8. A maior parte do carbonato de sódio (soda) produzido mundialmente é utilizada na fabricação de vidros. O processo Solvay é um dos principais para produção industrial de Na_2CO_3 . A equação não balanceada é:



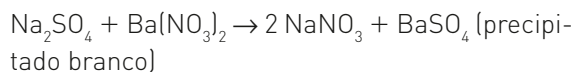
- a) Qual a soma dos menores coeficientes inteiros que balanceiam essa equação?
- b) Sabe-se que 106 g de carbonato de sódio é a massa ideal produzida a partir de 100 g de CaCO_3 . Calcule nessas condições a massa que seria produzida a partir de 40 toneladas de carbonato de cálcio. Qual lei ponderal se aplica no cálculo?
9. (UFPE) Dois frascos, A e B, contendo diferentes reagentes, estão hermeticamente fechados e são colocados nos pratos de uma balança, que fica equilibrada como mostra o diagrama a seguir.



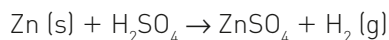
Reprodução/Arquivo da editora

Os frascos são agitados para que os reagentes entrem em contato. As seguintes reações ocorrem:

Frasco A:



Frasco B:

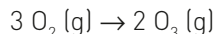


Indique os itens corretos.

- I. Com o andamento das reações o braço da balança pende para o lado do frasco A.
- II. Com o andamento das reações o braço da balança pende para o lado do frasco B.
- III. Com o andamento das reações os braços da balança permanecem na mesma posição.
- IV. Este experimento envolve uma reação ácido-base.
- V. Este experimento envolve uma reação de deslocamento.

Corretos: III e V.

10. O gás oxigênio (O_2), quando submetido a faíscas elétricas, é transformado em gás ozônio (O_3), de acordo com a equação:



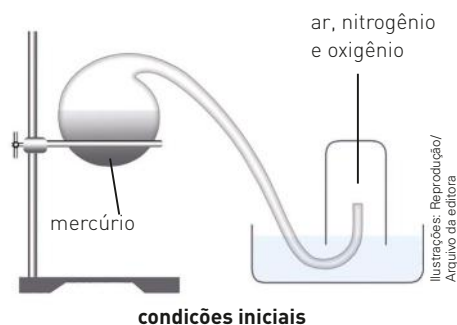
Se subtermos 60 L de O_2 a esse processo, iremos obter qual volume de O_3 nas CNTP?

- a) 60 L
- x b) 40 L**
- c) 30 L
- d) 20 L
- e) 10 L

11. Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos 2 experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g de produto e sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

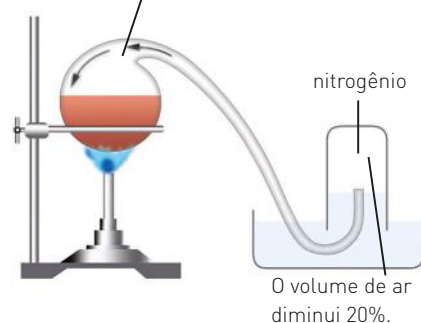
- a) Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a Lei da conservação da massa (Lavoisier) e a Lei das proporções definidas (Proust).
- b) Existem dois compostos de Hg (I) e de Hg (II). Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg_2S . Mostre os cálculos.
- (Dados: massas molares: $\text{Hg} = 200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{S} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

12. (Unimontes-MG) Experiência de Lavoisier:



O oxigênio reage com o mercúrio.

óxido de mercúrio (vermelho)



Em um frasco de gargalo estreito e curvo, Lavoisier esquentou mercúrio líquido na presença de ar e observou a formação de um óxido avermelhado sobre o mercúrio e a “perda” de 20% do volume de ar. Posteriormente, o sal obtido foi aquecido e transformou-se novamente em mercúrio líquido, liberando o volume de gás “perdido” na primeira fase do teste.

- a) Escreva a equação balanceada para a reação de formação do óxido de mercúrio II.
- b) Discuta a expressão “perda de 20% do volume de ar” com base na lei de Lavoisier.

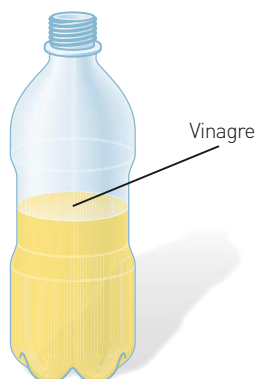
Atividade prática

Você irá precisar de uma garrafa PET pequena, uma bexiga, um funil, bicarbonato de sódio (que pode ser adquirido no supermercado ou em uma farmácia), vinagre e uma balança.

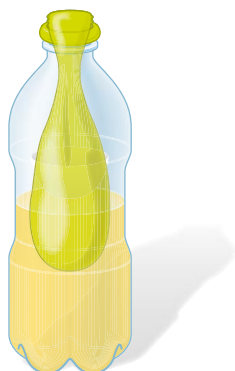
1. Utilizando o funil, adicione uma colher de chá de bicarbonato no interior da bexiga.



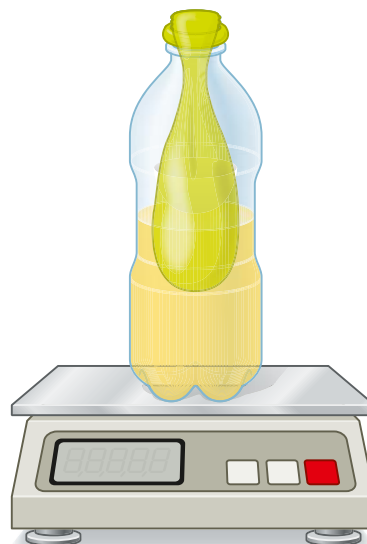
2. Adicione vinagre à garrafa PET até completar, aproximadamente, $\frac{1}{4}$ de seu volume.



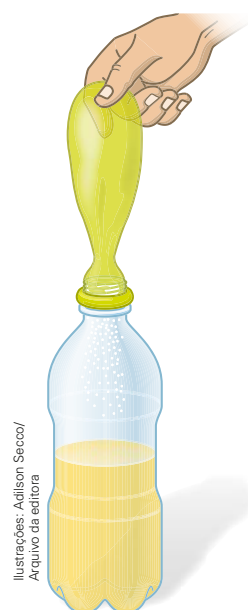
3. Acople a bexiga na garrafa, conforme a ilustração. Certifique-se de que a bexiga está bem fixada à garrafa.



4. Coloque o sistema sobre uma balança e verifique a massa.



5. Em seguida, suspenda a bexiga (conforme a figura a seguir) para adicionar o bicarbonato ao vinagre, sem tirar o sistema da balança.



Após a reação terminar, verifique novamente a massa do sistema. O que você pode concluir?

Os coeficientes e as quantidades de substância (mol)

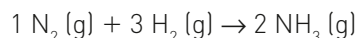


Fernando Favoretto/Criar Imagem

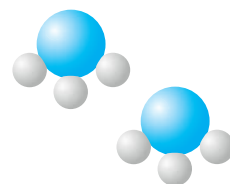
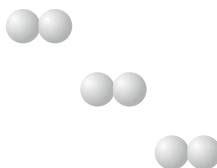
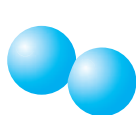
Para que o motor de um carro funcione perfeitamente, um engenheiro teve de calcular a quantidade de ar que deve ser misturada a determinada quantidade de combustível, pois, se essa for pequena, o consumo de combustível será alto, além de produzir grande quantidade de fumaça e poluentes. Para que isso não ocorra, o motor do carro deve ser periodicamente regulado.

É importante saber a quantidade de produto que pode ser obtida a partir de determinada quantidade de reagentes. É fundamental, também, em uma indústria química, por exemplo, saber antecipadamente a quantidade de reagentes que deve ser utilizada para obter determinada quantidade de produto. O objetivo econômico de toda indústria que envolve processos químicos é produzir substâncias em quantidade suficiente, usando a menor quantidade possível de reagentes e com o menor custo, obtendo, assim, a melhor relação custo/benefício.

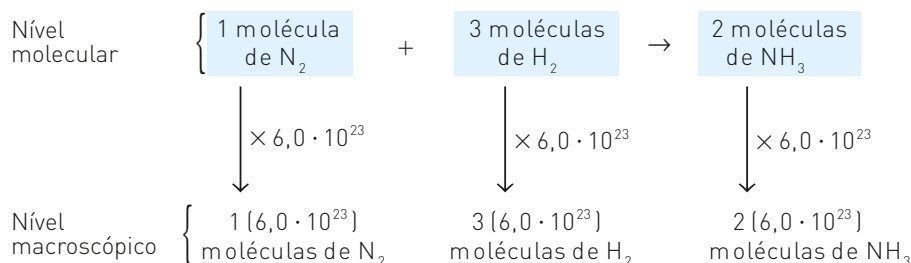
Essas quantidades podem ser determinadas em número de moléculas, ou seja, em nível microscópico. Por exemplo, a equação que representa a formação da amônia:



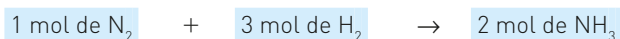
Quando estudada em nível molecular, ela pode ser interpretada da seguinte maneira:

Banco de Imagens/
Arquivo da editora

No entanto, não trabalhamos em nível molecular, mas sim com uma grande quantidade de partículas, isto é, em nível macroscópico. Então, é necessário multiplicar o número de moléculas de cada participante pelo número de Avogadro ($6,0 \cdot 10^{23}$), obtendo:

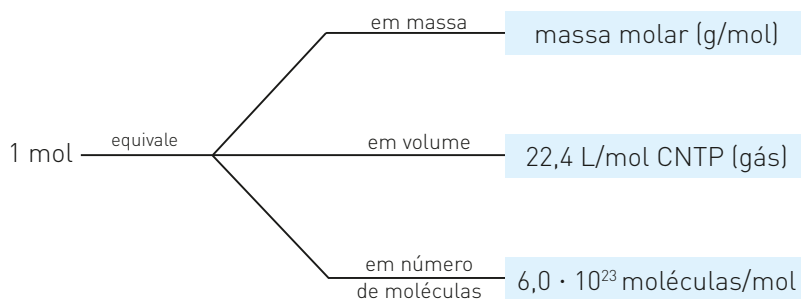


Como o número de Avogadro ($6,0 \cdot 10^{23}$) de qualquer entidade química corresponde a 1 mol, essa equação pode ser interpretada da seguinte maneira:



Essa conclusão, de grande importância, mostra que os coeficientes de cada substância, em uma equação balanceada, correspondem ao número de mol de cada um dos participantes.

A quantidade de substância em mol pode ser relacionada com outras grandezas, tais como: massa em gramas, volume de gases ou, ainda, número de moléculas.



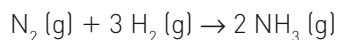
Conhecendo as massas atômicas do nitrogênio ($\text{N} = 14$) e do hidrogênio ($\text{H} = 1$), pode-se interpretar a equação de formação da amônia de várias maneiras:

Interpretação	1 N_2 (g)	+	3 H_2 (g)	$\rightarrow$	2 NH_3 (g)
em número de moléculas	1 molécula $1 \cdot (6,0 \cdot 10^{23})$ moléculas		3 moléculas $3 \cdot (6,0 \cdot 10^{23})$ moléculas		2 moléculas $2 \cdot (6,0 \cdot 10^{23})$ moléculas
em número de mol	1 mol		3 mol		2 mol
em massa	28 g		6 g		34 g
em volume (CNTP)	22,4 L		67,2 L		44,8 L

O que foi demonstrado para a reação de formação da amônia é válido para qualquer reação química e permite prever as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação.

Veja como são feitas as adequações:

- Calcular o número de mol de amônia produzido na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.



A equação, que nos foi fornecida devidamente balanceada, indica a proporção em mol dos participantes.

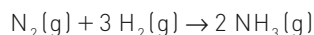
Assim:

$$\begin{aligned} &\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g}) \\ \text{interpretação: } &1 \text{ mol} \quad \quad \quad 2 \text{ mol} \\ \text{então: } &5 \text{ mol} \quad \quad \quad x \\ x = &\frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 10 \text{ mol de } \text{NH}_3 \end{aligned}$$

- Determinar a massa de amônia produzida na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

Dado: massa molar do $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$.

Para resolver:



interpretação: 1 mol ————— 2 mol

adequação: 1 mol ————— 2 (17 g)

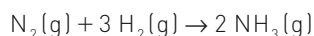
então: 5 mol ————— x

$$x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 17 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 170 \text{ g de NH}_3$$

- Calcular a massa de amônia produzida na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

Dados: massas molares: $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$; $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$.

Para resolver:



interpretação: 1 mol ————— 2 mol

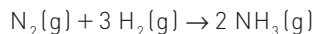
adequação: 28 g ————— 2 (17 g)

então: 140 g ————— x

$$x = \frac{140 \text{ g} \cdot 2 \cdot 17 \cancel{\text{g}}}{28 \cancel{\text{g}}} \Rightarrow x = 170 \text{ g de NH}_3$$

- Determinar o volume de amônia, nas CNTP, produzido na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. Dados: massa molar do $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$; volume molar do NH_3 nas CNTP $= 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Para resolver:



interpretação: 1 mol ————— 2 mol

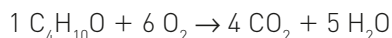
adequação: 28 g ————— 2 (22,4 L)

então: 140 g ————— x

$$x = \frac{140 \cancel{\text{g}} \cdot 2 \cdot 22,4 \text{ L}}{28 \cancel{\text{g}}} \Rightarrow x = 224 \text{ L de NH}_3$$

Exercícios resolvidos

1. O éter etílico, que atualmente possui sua venda controlada pelo Ministério da Justiça, era comumente vendido em farmácias, cuja principal aplicação está relacionada à sua ação anestésica. A combustão completa de 14,8 g de éter etílico ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$) irá produzir gás carbônico e água, de acordo com a equação:



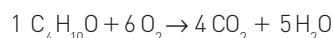
Determine:

- a massa em g de oxigênio consumido;
- o volume em L de CO_2 produzido;
- o número de moléculas de água produzido.

[Dados: massas molares: $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O}_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molar do CO_2 nas condições dadas $= 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N = 6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas.]

Solução

a)



interpretação: 1 mol ————— 6 mol

adequação: 74 g ————— 6 (32 g)

então: 14,8 g ————— x

$$x = \frac{14,8 \text{ g} \cdot 6 \cdot 32 \cancel{\text{g}}}{74 \cancel{\text{g}}} \Rightarrow x = 38,4 \text{ g de O}_2$$

$$1 \text{ C}_4\text{H}_{10} + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 5 \text{ H}_2\text{O}$$

adequação: 74 g ————— 4 (25 L)

$$x = \frac{14,8 \cancel{g} \cdot 4 \cdot 25 \text{ L}}{74 \cancel{g}} \Rightarrow x = 20 \text{ L de CO}_2$$
$$1 \text{ C}_4\text{H}_{10}\text{O} + 6 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$$

adequação: 74 g ————— 5(6,0 · 10²³)
moléculas

$$x = \frac{14,8 \cancel{g} \cdot 5 \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{74 \cancel{g}} \Rightarrow x = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$
$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \underset{\text{ethanol}}{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + 4 \text{CO}_2$$
$$\begin{array}{l} 1 \text{ cm}^3 \text{ --- } 0,8 \text{ g} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ --- } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ cm}^3 \text{ --- } 0,8 \text{ g} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ --- } x \end{array}} \right\} x = \frac{1000 \cancel{\text{cm}^3} \cdot 0,8 \text{ g}}{1 \cancel{\text{cm}^3}} = 800 \text{ g de etanol}$$
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L de etanol} \text{ — } 800 \text{ g de etanol} \\ 50 \text{ L de etanol} \text{ — } x \end{array} \right\}$$

$$x = \frac{50 \cancel{\text{L}} \cdot 800 \text{ g}}{1 \cancel{\text{L}}} = 40\,000 \text{ g de etanol}$$

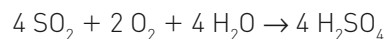
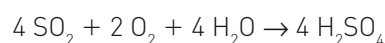
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ kg} \text{ --- } 1\,000 \text{ g} \\ x \text{ --- } 40\,000 \text{ g} \end{array} \right\} x = 40 \text{ kg de etanol}$$
$$1 \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 4 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 4 \text{CO}_2(\text{g})$$

adequação: 342 g ————— 4 (46 g)

$$x = \frac{40 \text{ kg} \cdot 342}{4 \cdot 46} \Rightarrow x = 74,3 \text{ kg de sacarose}$$
$$2 \text{FeS}_2 + \frac{11}{2} \text{O}_2 \rightarrow 1 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{SO}_2$$

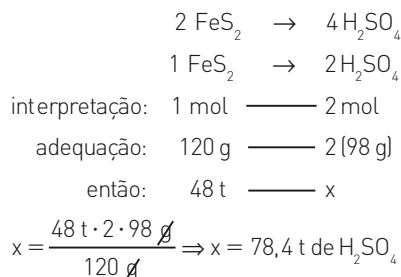

(Dados: massas molares: $\text{FeS}_2 = 120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

No nosso problema, a substância produto-reagente é o SO_2 . Como, na primeira etapa, o seu coeficiente é 4 (4 SO_2), devemos balancear a segunda etapa em função do coeficiente 4 para o SO_2 . Assim:

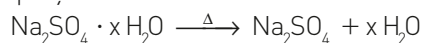

$$2 \text{FeS}_2 + \frac{11}{2} \text{O}_2 \rightarrow 1 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{SO}_2$$


621

Assim, podemos relacionar diretamente a pirita (reagente) com o ácido sulfúrico (produto final):



4. Uma amostra de 5,0 gramas de sulfato de sódio hidratado ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x \text{ H}_2\text{O}$) foi aquecida até a desidratação completa e foram obtidos 2,2 g do sal anidro. O processo pode ser representado pela equação:



Determine a fórmula do sal hidratado.

(Dados: massas molares: $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$.)

Solução

A massa total do sal hidratado é igual a 5,0 g, e a do sal anidro é 2,2 g.

A diferença é a massa de água: $5,0 \text{ g} - 2,2 \text{ g} = 2,8 \text{ g}$ de H_2O .

Assim, podemos determinar o número de mol.

$$\begin{array}{ll} n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{2,2 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} & n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2,8 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} \\ 0,015 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 & 0,15 \text{ mol de H}_2\text{O} \end{array}$$

Ao dividir esses valores pelo menor deles, determinam-se a menor proporção em número de mols e, conseqüentemente, a fórmula mínima do sal hidratado:

$$\begin{array}{cc} \frac{0,015 \text{ mol}}{0,015 \text{ mol}} & \frac{0,15 \text{ mol}}{0,015 \text{ mol}} \\ 1 & 10 \\ 1 \text{ Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} \end{array}$$

Fundamentando seus conhecimentos

A receita a seguir deve ser utilizada para responder às questões 1 e 2.

Pão de queijo

Ingredientes

- 2 copos (de requeijão) de polvilho doce
- 1 copo (de requeijão) de queijo parmesão ralado
- 1 caixa de creme de leite (200 mL)
- Sal a gosto
- Óleo para untar

Modo de preparo

Preaqueça o forno a 180°C . Unte um tabuleiro com um pouco de óleo.

Ponha todos os ingredientes numa vasilha e amasse bem. Se precisar ponha mais um pouco de polvilho. Faça os pãezinhos no tamanho desejado. Coloque-os no tabuleiro, separados para que não grudem durante o preparo.

Asse os pãezinhos no forno preaquecido durante 30 a 40 minutos, ou até ficarem corados.

A proporção sugerida rende 20 pães de queijo.



Marcelo_Krelling/Shutterstock

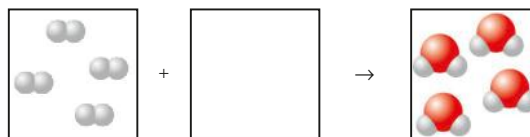


2 copos (de requeijão) de polvilho doce + 1 copo (de requeijão) de queijo parmesão ralado + 1 caixa de creme de leite + sal a gosto → 20 pães de queijo.

Se a proporção não for essa, o resultado será bem diferente do esperado.

1. Se decidirmos fazer uma quantidade maior de pães de queijo e, para tanto, utilizarmos 10 copos (de requeijão) de polvilho doce em vez de 2, precisaremos também acertar as quantidades dos outros ingredientes. Para 10 copos (de requeijão) de polvilho doce, serão necessários quantos copos (de requeijão) de queijo parmesão ralado e quantas caixas de creme de leite?
2. Quanto de cada ingrediente é necessário para preparar 200 pães de queijo?
3. A glicose que ingerimos no cotidiano sofre uma degradação para fornecer energia ao nosso organismo, reagindo com oxigênio e produzindo água e dióxido de carbono. De acordo com a *American Heart Association* (AHA), a quantidade máxima de açúcar adicionado que um homem pode comer por dia é 36 g (9 colheres de chá) que correspondem a 150 calorias.
Se ingerirmos 18 colheres de chá de açúcar, quantas calorias serão geradas?

As questões **4 a 10** devem ser respondidas utilizando-se as ilustrações e as informações a seguir.



Dados: $\text{H} = \text{H}$, massa atômica = 1;

$\text{O} = \text{O}$, massa atômica = 16.

4. Qual é a fórmula e o nome do reagente não representado?
5. Qual o número exato de moléculas do reagente não representado?
6. Equacione e balanceie a reação utilizando os menores coeficientes inteiros.
7. Determine as massas molares dos reagentes e do produto.
8. Qual é o número de mol de cada reagente necessário para produzir 10 mol de produto?
9. Determine as massas de cada reagente necessárias para produzir 90 g do produto.
10. Qual a massa de água formada se forem consumidos 20 g do primeiro reagente?

Banco de imagens/Arquivo da editora

Desenvolvendo seus conhecimentos

Sempre que necessário, utilize a tabela periódica.

Relacionando mol com
{

mol
massa
volume

1.



Joel Sartore/National Geographic/Getty Images

// O gás metano, muito comum em aterros, pode ser gerador de energia.

O metano (CH_4) é um gás incolor e sem cheiro, possui pouca solubilidade em água e, quando adicionado ao ar, pode ser altamente explosivo.

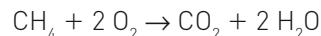
Ele é muito conhecido por suas propriedades energéticas, sendo o principal componente do GNV (gás natural veicular).



Alf Ribeiro/Pulsar Imagens

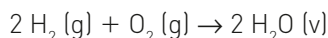
// Ao abastecer o veículo com GNV, deve-se tomar muito cuidado para evitar vazamentos.

A combustão completa do metano pode ser representada pela equação:



Calcule o número de mol de CO_2 e H_2O produzido na queima completa de 5 mol de CH_4 .

2. (Ifsul-RS) Células a combustível de hidrogênio-oxigênio são usadas no ônibus espacial para fornecer eletricidade e água potável para o suporte da vida. Sabendo que a reação da célula ocorre conforme reação:

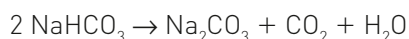


Qual é o número de mol de água formado na reação de 0,25 mol de oxigênio gasoso com hidrogênio suficiente?

- a) 0,25 mol
x b) 0,5 mol
c) 0,75 mol
d) 1 mol
3. O bicarbonato de sódio (NaHCO_3) é um sal com uma grande quantidade de aplicações, podendo ser utilizado como:

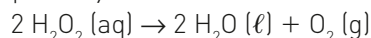
- antiácido;
- fermento;
- componente de extintor de incêndio;
- etc.

Sua decomposição térmica pode ser representada pela equação:



Determine quantos mols de bicarbonato de sódio devem ser decompostos para produzir 20 mol de CO_2 .

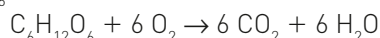
4. O peróxido de hidrogênio (H_2O_2) sofre decomposição na presença de luz.



Determine a massa em gramas de O_2 produzida na decomposição de 5,0 mol de H_2O_2 .

[Dado: massa molar do $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}^{-1}$.]

5. O fornecimento de energia ao organismo humano é dado pela combustão completa da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$):



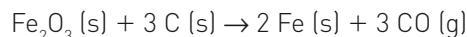
Na combustão de 5,0 mol de glicose, o número de gramas de água formado é igual a:

- a) 6.
b) 12.
c) 18.
d) 108.
x e) 540.
[Dados: H = 1; O = 16; C = 12.]

6. Determine o volume de gás carbônico nas CNTP obtido pela pirólise de 5,0 mol de CaCO_3 .
[Dado: volume molar CNTP (gás) = 22,4 L/mol]



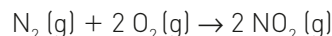
7. O ferro pode ser obtido pela redução de seus minérios.



Determine o número de mol de Fe_2O_3 necessários para obter 33,6 L de CO nas CNTP.

[Dado: volume molar de gás CNTP = 22,4 L/mol]

8. O dióxido de nitrogênio é um dos principais poluentes atmosféricos, sendo ele um gás de cor castanha, que é formado pela reação entre os gases nitrogênio e oxigênio.

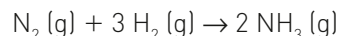


Determine o volume de NO_2 obtido a 25 °C e 1 atm quando reagirmos 4,0 mol de N_2 .

[Dado: volume molar de gás a 25 °C e 1 atm = 25 L/mol]

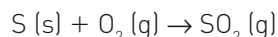
Relacionando massa com 

9. A amônia (NH_3) é um gás de cheiro irritante que, em água, origina uma solução alcalina. Ela pode ser obtida pela reação indicada:



Calcule a massa, em gramas, de gás hidrogênio necessária para produzir 170 g de NH_3 .

10. (Olimpíada Brasileira de Química) O gás SO_2 é formado na queima de combustíveis fósseis. Sua liberação na atmosfera é um grave problema ambiental, pois através de uma série de reações ele irá se transformar em H_2SO_4 (aq), um ácido muito corrosivo, no fenômeno conhecido como chuva ácida. Sua formação pode ser simplificada representada por:



Quantas toneladas de dióxido de enxofre serão formadas caso ocorra a queima de 1 tonelada de enxofre?

[Dados: S = 32 g/mol e O = 16 g/mol.]

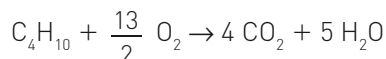
- a) 1 tonelada
x b) 2 toneladas
c) 3 toneladas
d) 4 toneladas
e) 5 toneladas

11. (Enem)

No Japão, um movimento nacional para a promoção da luta contra o aquecimento global leva o slogan: **1 pessoa, 1 dia, 1 kg de CO_2 a menos!** A ideia é cada pessoa reduzir em 1 kg a quantidade de CO_2 emitida todo dia, por meio de pequenos gestos ecológicos, como diminuir a queima de gás de cozinha.

Um hambúrguer ecológico? É pra já! Disponível em: <http://lqes.igmm.unicamp.br>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado).

Considerando um processo de combustão completa de um gás de cozinha composto exclusivamente por butano (C_4H_{10}), a mínima quantidade desse gás que um japonês deve deixar de queimar para atender à meta diária, apenas com esse gesto, é de:



Dados: CO_2 (44 g/mol); C_4H_{10} (58 g/mol).

- a) 0,25 kg d) 1,3 kg
 x b) 0,33 kg e) 3,0 kg
 c) 1,0 kg

12. (Enem)

Pesquisadores conseguiram produzir grafita magnética por um processo inédito em forno com atmosfera controlada e em temperaturas elevadas. No forno são colocados grafita comercial em pó e óxido metálico, tal como CuO . Nessas condições, o óxido é reduzido e ocorre oxidação da grafita, com a introdução de pequenos defeitos, dando origem à propriedade magnética do material.

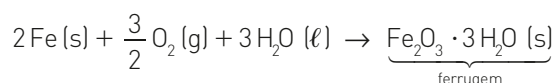
VASCONCELOS, Y. Um ímã diferente. Disponível em: <<http://revistapesquisa.fapesp.br>>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado).

Considerando o processo descrito com um rendimento de 100%, 8 g de CuO produzirão uma massa de CO_2 igual a:

(Dados: massa molar em g/mol: C = 12, O = 16, Cu = 64.)

- x a) 2,2 g. c) 3,7 g. e) 5,5 g.
 b) 2,8 g. d) 4,4 g.

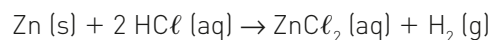
13. A formação da ferrugem pode ser representada pela equação:



Determine a massa de ferro consumida para se obter 428 g de ferrugem.

(Dados: massas molares: Fe = 56 g · mol⁻¹; $Fe_2O_3 \cdot 3 H_2O$ = 214 g · mol⁻¹.)

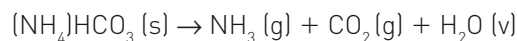
14. Observe a equação que representa a reação entre o zinco metálico e uma solução aquosa de ácido clorídrico:



Determine o volume de gás hidrogênio produzido, a 0 °C e 1 atm, quando uma quantidade de ácido reage completamente com 6,53 g de zinco metálico.

(Dados: massa molar: Zn = 65,3 g/mol; volume molar a 0 °C e 1 atm = 22,4 L.)

15. Um fermento muito utilizado na indústria alimentícia é o bicarbonato de amônio. Sua decomposição pode ser representada pela equação:



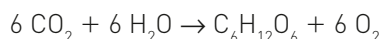
Calcule a massa de bicarbonato de amônio necessária para produzir 45,4 L de CO_2 a 101 325 kPa e a 0 °C.

(Dados: massa molar $(NH_4)HCO_3$ = 79 g/mol; volume molar a 101 325 kPa e a 0 °C = 22,7 L/mol.)

Desafiando seus conhecimentos

Sempre que necessário, utilize a tabela periódica.

1. A fotossíntese é um processo biológico que consiste na reação entre gás carbônico e água na presença de luz solar, originando glicose e gás oxigênio.



A respeito dessa reação, são feitas as seguintes afirmações:

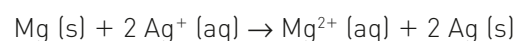
- I. A quantidade em mol de CO_2 consumida é igual à de H_2O consumida.
 II. A quantidade em mol de $C_6H_{12}O_6$ produzida é igual à de O_2 produzida.
 III. A quantidade em mol de CO_2 consumida é igual à de O_2 produzida.

IV. A massa total dos reagentes consumidos é igual à massa total dos produtos formados.

V. A quantidade total em mol dos reagentes consumidos é igual à de produtos formados.
 Das afirmações, estão corretas:

- a) todas. x d) somente I, III e IV.
 b) somente I e II. e) somente II, III e V.
 c) somente I, II e V.

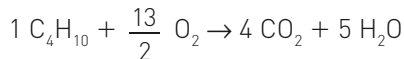
2. (UEL-PR)



Que quantidade de Mg (s), em mol, reage com 4,0 mol de Ag^+ (aq)?

- a) 1,0 c) 3,0 e) 8,0
 x b) 2,0 d) 4,0

3. (UFSM-RS) Em nossos dias, as reações de combustão de matéria orgânica ainda são a principal fonte de energia para transportes automotivos ou para nossas cozinhas. O produto principal da queima dos hidrocarbonetos é o dióxido de carbono. Quantos mols de dióxido de carbono serão produzidos na combustão completa de 1,5 mol de butano?



- a) 3,0
b) 4,0
c) 5,0
x d) 6,0
e) 7,0

4. (Enem)

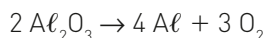
As mobilizações para promover um planeta melhor para as futuras gerações são cada vez mais frequentes. A maior parte dos meios de transporte de massa é atualmente movida pela queima de um combustível fóssil. A título de exemplificação do ônus causado por essa prática, basta saber que um carro produz, em média, cerca de 200 g de dióxido de carbono por km percorrido.

Revista Aquecimento Global. Ano 2, nº 8. Publicação do Instituto Brasileiro de Cultura Ltda.

Um dos principais constituintes da gasolina é o octano (C_8H_{18}). Por meio da combustão do octano é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que:

- a) no processo há liberação de oxigênio, sob a forma de O_2 .
b) o coeficiente estequiométrico para a água é de 8 para 1 do octano.
c) no processo há consumo de água, para que haja liberação de energia.
x d) o coeficiente estequiométrico para o oxigênio é de 12,5 para 1 do octano.
e) o coeficiente estequiométrico para o gás carbônico é de 9 para 1 do octano.

5. A obtenção do alumínio é feita a partir da bauxita (Al_2O_3) e pode ser representada pela equação:



Qual é a massa, em toneladas, de bauxita que seria necessária para produzir 9 bilhões de latas? (Dados: 1 kg de alumínio corresponde a 83 latas; $1 \text{ t} = 10^3 \text{ kg}$; massas molares: $\text{Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{Al} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

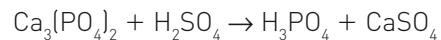
- a) $108 \cdot 10^6$
b) $204 \cdot 10^6$
c) $108 \cdot 10^3$
x d) $204 \cdot 10^3$
e) $9 \cdot 10^6$

6. (IFCE) Dada a reação **não balanceada** $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, é **correto** afirmar-se que a massa de água produzida na queima de 40 kg de hidrogênio e a massa de oxigênio consumidos na reação são, respectivamente,

(Dados: ^1H ; ^{16}O)

- a) 320 kg e 360 kg.
x b) 360 kg e 320 kg.
c) 360 kg e 80 kg.
d) 320 kg e 80 kg.
e) 160 kg e 80 kg.

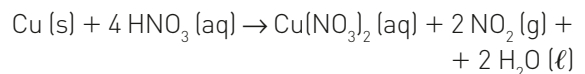
7. (Uece) O ácido fosfórico, usado em refrigerantes tipo "coca-cola" e possível causador da osteoporose, pode ser formado a partir de uma reação cuja equação química não balanceada é:



Para obter-se 980 g de ácido fosfórico, a massa total dos reagentes (massa do H_2SO_4 + massa do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), em gramas, que devem ser usados é:

- a) 4 080.
x b) 3 020.
c) 2 040.
d) 1 510.

8. (UEG-GO) O ácido nítrico reagiu com 200 g de cobre metálico puro conforme a equação química a seguir:



Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), o volume produzido de NO_2 (g), em litros, é de aproximadamente:

Dado: $\text{Cu} = 63,5$

- a) 35.
b) 45.
c) 70.
d) 100.
x e) 141.

9. (UPE/SSA) Clorato de potássio é usado nos sistemas de fornecimento de oxigênio em aeronaves, o que pode tornar-se perigoso, caso não seja bem planejado o seu uso. Investigações sugeriram que um incêndio na estação espacial MIR ocorreu por causa de condições inadequadas de armazenamento dessa substância. A reação para liberação de oxigênio é dada pela seguinte equação química:



Qual o volume aproximado, em litros, de oxigênio produzido na MIR, a partir da utilização de 980 g do clorato de potássio nas CNTP?

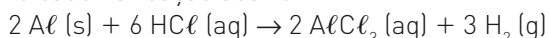
Dados: Massas molares: $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$;

$\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$; $\text{K} = 39 \text{ g/mol}$;

Volume molar CNTP = $22,4 \text{ L/mol}$.

- a) 600 L
b) 532 L
c) 380 L
x d) 268 L
e) 134 L

10. (FMP-RS) O alumínio tem um largo emprego no mundo moderno, como, por exemplo, em latas de refrigerante, utensílios de cozinha, embalagens, na construção civil, etc. Esse metal de grande importância possui caráter anfótero, que, colocado em ácido clorídrico ou em uma solução aquosa de hidróxido de sódio concentrado, é capaz de reagir, liberando grande quantidade de calor. Uma latinha de refrigerante vazia pesa, em média, 13,5 g. Uma experiência com cinco latinhas foi realizada em um laboratório para testar sua durabilidade como indicado na reação abaixo.



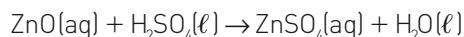
O volume, em litros, de gás hidrogênio sob temperatura de 0 °C e pressão de 1 atm é de:

- a) 11,2. x c) 84. e) 56.
b) 16,8. d) 28.
11. (Uece) Segundo Chang e Goldsby, no livro Química, 11ª edição, nitrato de amônio é o fertilizante mais importante do mundo. Além de fertilizante, é um poderoso explosivo que foi responsável pela destruição de um navio no Texas em 1947, por um atentado no WTC em Nova York em 1993 e pela destruição do Edifício Alfred P. Murrah em Oklahoma City em 1995. A uma temperatura de 300 °C, o nitrato de amônio se decompõe em gás nitrogênio, água no estado gasoso e oxigênio, liberando calor. A massa de nitrogênio produzida nestas condições a partir de 48 kg de nitrato de amônio será:



- a) 8,4 kg. c) 12,6 kg.
b) 4,2 kg. x d) 16,8 kg.

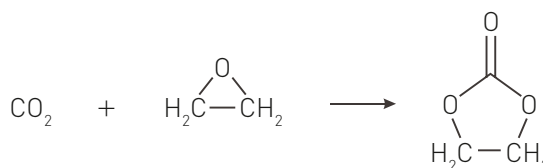
12. (PUC-MG) O sulfato de zinco pode ser obtido por meio da reação exotérmica entre óxido de zinco e o ácido sulfúrico concentrado. A equação química dessa reação está apresentada abaixo.



Reagindo-se 100 kg de óxido de zinco com 50 kg de ácido sulfúrico concentrado, massa de sulfato de zinco produzida será aproximadamente:

Dados: Zn = 35,4; O = 16; H = 1; S = 32.

- a) 150 kg. c) 41,5 kg.
x b) 82,3 kg. d) 50 kg.
13. (UFRGS-RS) Uma das abordagens para reduzir o efeito estufa é a captura do CO₂ e sua transformação em produtos de interesse. Abaixo é mostrada a reação do CO₂ com óxido de etileno, que leva à formação do carbonato cíclico (C₃H₄O₃).

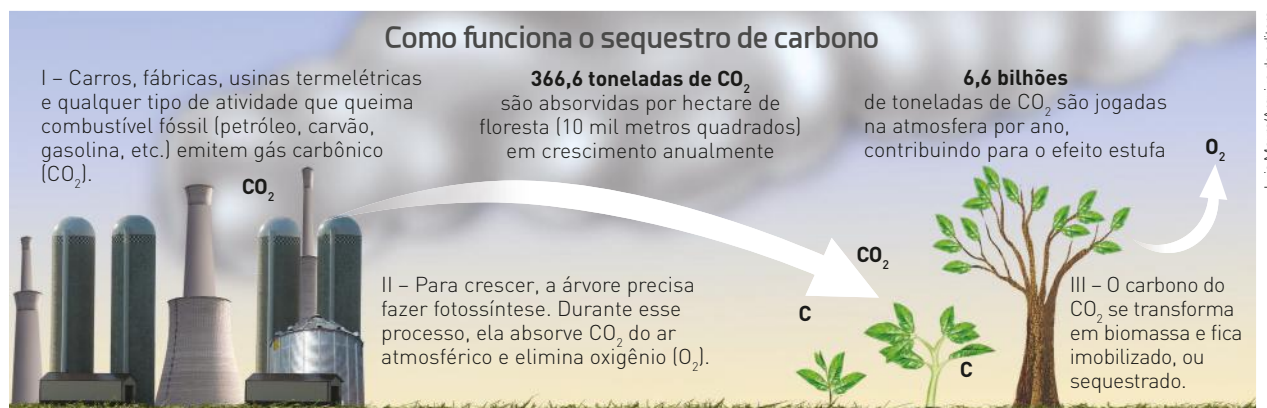


Considerando que a emissão média de CO₂ por km rodado para carros de passeio é de 0,22 kg de CO₂, a quantidade máxima desse carbonato em quilogramas que poderia ser obtida a partir da emissão de CO₂ de um carro que rodou 100 km em um dia é:

- a) 11. x c) 44. e) 176.
b) 22. d) 88.

As informações seguintes referem-se às questões 14 e 15.

Pelo protocolo de Kyoto, os países industrializados teriam até 2012 para reduzir em 5,2% (em relação aos níveis de 1990) a emissão de gases causadores do efeito estufa. O Brasil, país em desenvolvimento, contribuiu menos com emissões e tem desenvolvido vários projetos, como a eliminação de aterros sanitários, da queima de metano ou o “sequestro de gás carbônico” da atmosfera, por meio de reflorestamentos de grandes áreas, e está “vendendo” essas cotas de emissão de gases poluentes a países que estourem o limite estabelecido pelo protocolo.



14. Uma das maneiras de diminuir a emissão de CO_2 seria substituir os atuais combustíveis automotivos pelo gás hidrogênio (H_2), que é considerado o combustível do futuro, pois, na sua combustão, forma-se somente água. Considere uma frota de 2 000 000 de veículos movidos a gasolina (C_8H_{18}), com um consumo médio de 1 L para cada 10 km percorridos. Considere que cada veículo percorra em média 40 km/dia e que a combustão da gasolina seja completa.

A quantidade de CO_2 que deixaria de ser lançada na atmosfera, em um período de 30 dias, se toda a gasolina fosse substituída pelo gás hidrogênio, é de, aproximadamente:

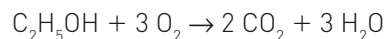
(Dados: massa molar do $\text{CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; densidade da gasolina = $0,8 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$; massa molar da $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

- a) $3,0 \cdot 10^{-1} \text{ t}$.
 x b) $6,0 \cdot 10^5 \text{ t}$.
 c) $7,5 \cdot 10^5 \text{ t}$.
 d) $6,0 \cdot 10^4 \text{ t}$.
 e) $7,5 \cdot 10^4 \text{ t}$.
15. Não existe um consenso sobre o “valor” de uma tonelada de CO_2 sequestrada que deixa de ser lançada no ambiente. Supondo um valor de R\$ 20,00 por tonelada de CO_2 , a “venda” da quantidade de CO_2 que deixaria de ser produzida pela frota citada na questão anterior, caso ocorresse a conversão dos veículos, geraria uma receita de, aproximadamente:
- a) $1,5 \cdot 10^7$ reais.
 b) $1,5 \cdot 10^6$ reais.
 x c) $1,2 \cdot 10^7$ reais.
 d) $1,2 \cdot 10^6$ reais.
 e) 6 reais.
16. (Vunesp-SP) A imagem mostra o primeiro avião do mundo movido a etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), o avião agrícola Ipanema, de fabricação brasileira.



(www.embraer.com)

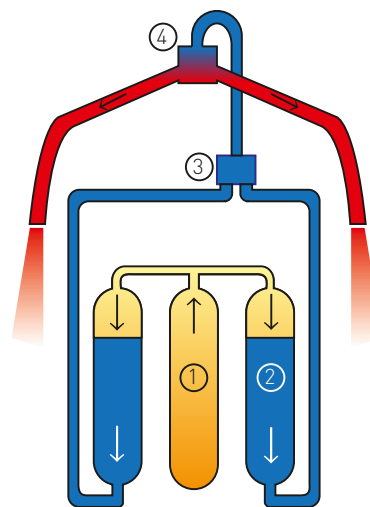
Considere que a velocidade de cruzeiro dessa aeronave seja 220 km/h, que o consumo de combustível nessa velocidade seja 100 L/h, que cada litro de combustível contenha 0,8 kg de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ e que a combustão seja completa.



Em um percurso de 110 km, à velocidade de cruzeiro constante, a massa de dióxido de carbono lançada ao ar devido à combustão, em kg, é próxima de:

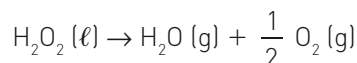
- a) 55.
 b) 22.
 x c) 77.
 d) 33.
 e) 88.

17. Na década de 1960, desenvolveu-se um foguete individual denominado “Bell Rocket Belt”, que fez grande sucesso na abertura das olimpíadas de 1984. Simplificadamente, esse foguete funciona à base da decomposição de peróxido de hidrogênio contido no compartimento 2, onde ele é estável. Abrindo-se a válvula 3, o peróxido passa para o compartimento 4, onde há um catalisador.



Banco de imagens/Arquivo da editora

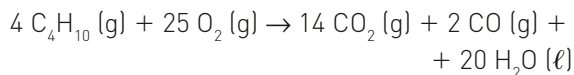
Nesse compartimento, o peróxido de hidrogênio se decompõe muito rapidamente, de acordo com a equação abaixo:



Com base nessas informações, responda:

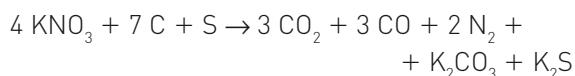
Considerando a decomposição de 68 quilogramas de peróxido de hidrogênio contidos no dispositivo, quantos metros cúbicos de gases são produzidos? Leve em conta que, nessas condições de uso do dispositivo, o volume molar gasoso é de $0,075 \text{ m}^3/\text{mol}$.

gerando gás carbônico, monóxido de carbono e água. A equação a seguir representa a proporção estequiométrica das substâncias envolvidas no processo.



Sabendo que todo o butano foi consumido na reação e que a pressão parcial desse combustível no sistema inicial era de 20 mmHg a 25 °C, a pressão parcial dos gases dióxido de carbono e monóxido de carbono após o término da reação, medida na mesma temperatura, foi, respectivamente:

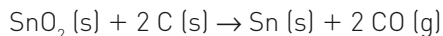
- a) 140 mmHg e 140 mmHg.
 - b) 140 mmHg e 20 mmHg.
 - ☒ c) 70 mmHg e 10 mmHg.
 - d) 70 mmHg e 20 mmHg.
- 23.** (PUC-RS) A pólvora é considerada a primeira mistura explosiva, usada na China, na Arábia e na Índia. Há textos chineses antigos que a denominam “substância química do fogo”, mesmo sendo uma mistura de nitrato de potássio, carvão e enxofre. A combustão da pólvora pode ser representada pela seguinte equação:



O que caracteriza a explosão é o súbito aumento de volume, com grande liberação de energia. Nas CNTP, 520 g de pólvora produzem, por explosão:

- a) 134,41 L de gás carbônico.
- b) 28,0 g de nitrogênio gasoso.
- c) 10,0 mol de substâncias gasosas.
- ☒ d) 179,2 L de substâncias no estado gasoso.
- e) 7,0 mol de substâncias gasosas oxigenadas.

- 24.** (Ufes) O Brasil é um dos maiores produtores de estanho do mundo. O estanho pode ser encontrado na forma de cassiterita (SnO_2). A reação para se obter o estanho metálico pode ser representada pela seguinte equação:

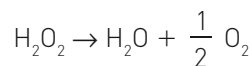


Partindo de 5,0 kg de cassiterita, na presença de excesso de C (s), obteve-se 1,8 kg de Sn. O volume de gás obtido, em litros, nas condições normais de temperatura e pressão, é:

- a) 123.
- b) 180.
- c) 380.
- ☒ d) 679.
- e) 824.

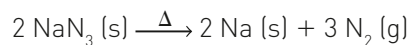
[Dado: volume molar CNTP = 22,4 L /mol]

- 25.** (UFF-RJ) A água oxigenada (H_2O_2), também usada em salões de beleza, é vendida em recipientes escuros ou em plásticos opacos. Isso é devido ao fato de a luz ser um dos fatores responsáveis por sua decomposição, na qual ocorre a liberação de O_2 (g). Desse modo, as concentrações das soluções de água oxigenada são definidas em razão do volume de O_2 (g) liberado nas CNTP por unidade de volume da solução. Logo, uma água oxigenada a 10 volumes, sendo usada, libera 10 litros de O_2 (g) por litro de solução.



Considerando a informação, a massa em grama de água oxigenada que libera 10 litros de O_2 (g) nas CNTP será:

- a) 15,2.
 - b) 22,4.
 - ☒ c) 30,3.
 - d) 34,0.
 - e) 60,6.
- 26.** (UFPR) O dispositivo de segurança que conhecemos como *air bag* utiliza como principal reagente para fornecer o gás N_2 (massa molar igual a 28 g/mol), com velocidade, temperatura e pressão necessária à segurança, a substância azida de sódio [NaN_3 (s), de massa molar igual a 65 g/mol], de acordo com a reação:



Em cada dispositivo, é utilizado um pélete de 70 g de azida de sódio. Com base nessas informações, considere as seguintes afirmativas:

- I. A substância azida de sódio foi escolhida por apresentar uma cinética lenta, incapaz de produzir risco ao usuário.
- II. O símbolo (Δ) sobre a seta da reação indica que essa reação se desenvolve com grande desprendimento de calor.
- III. Durante a reação química da azida de sódio, são formadas substâncias simples.
- IV. A equação química mostra que cada 65 g de azida de sódio produz 67,2 L de N_2 nas CNTP.
- V. A massa de sódio produzida na reação completa de um pélete de azida de sódio é de 24,77 g.

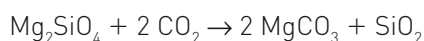
Assinale a alternativa correta.

- a) Somente a afirmativa II é verdadeira.
- b) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- ✗ c) Somente as afirmativas III e V são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.

27. (UFRJ) A Conferência de Kyoto sobre mudanças climáticas, realizada em 1997, estabeleceu metas globais para a redução da emissão atmosférica de CO_2 .

A partir daí, várias técnicas para o sequestro do CO_2 presente em emissões gasosas vêm sendo intensamente estudadas.

- a) Uma indústria implantou um processo de sequestro de CO_2 através da reação com Mg_2SiO_4 , conforme a equação representada a seguir:



Determine, apresentando seus cálculos, o número de mol do óxido formado quando 4 400 g de CO_2 são sequestrados.

- b) Essa indústria reduziu sua emissão para 112 000 L de CO_2 por dia nas CNTP. A meta é emitir menos de 500 kg de CO_2 por dia. Indique se a indústria atingiu a meta. Justifique sua resposta.

28. (UFG-GO – Adaptada) Os veículos abastecidos com gás natural veicular (GNV) possuem um cilindro para armazenar o gás, cujo volume, quando cheio de água, é de 30,0 L. Quando cheio de gás, a 27 °C, a pressão interna desse cilindro é de 200 atm. Considere a composição do gás apresentada na tabela a seguir e os valores da constante universal dos gases.

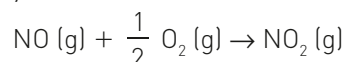
Composição do GNV	
Substância	% molar
CH_4 — metano	88,0
C_2H_6 — etano	9,0
C_3H_8 — propano	0,4
nitrogênio	1,2
outros	1,4

[Dados: Constante Universal dos Gases (R) = $8,20578 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $8,3145 \text{ L} \cdot \text{kPa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $62,3693 \text{ L} \cdot \text{mmHg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.]

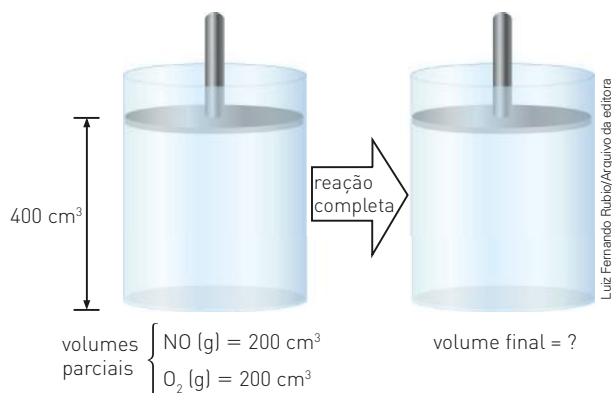
Qual a massa, em quilogramas, de dióxido de carbono produzida quando todo o GNV contido num cilindro com as características apresentadas for utilizado em um veículo?

- a) $2,44 \cdot 10^{-2}$
- b) $1,28 \cdot 10^{-2}$
- ✗ c) 11,50
- d) 10,70
- e) 9,40

29. Um dos processos do *smog* fotoquímico é dado pela equação:



Pesquisando essa reação, um químico utilizou um cilindro de êmbolo móvel e massa desprezível, como indicado na figura:



Admitindo-se reação completa nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume final, em relação ao inicial, sofreu:

- a) expansão de 75%.
- b) redução de 50%.
- c) contração de 25%.
- d) expansão de 25%.
- ✗ e) redução de 33%.

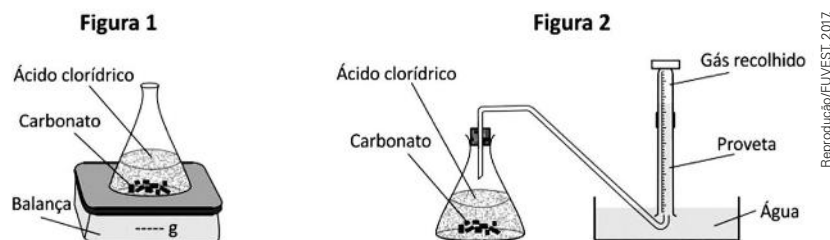
30. (Fuvest-SP) Em uma aula experimental, dois grupos de alunos (G_1 e G_2) utilizaram dois procedimentos diferentes para estudar a velocidade da reação de carbonato de cálcio com excesso de ácido clorídrico. As condições de temperatura e pressão eram as mesmas nos dois procedimentos e, em cada um deles, os estudantes empregaram a mesma massa inicial de carbonato de cálcio e o mesmo volume de solução de ácido clorídrico de mesma concentração.

O grupo G_1 acompanhou a transformação ao longo do tempo, realizada em um sistema aberto, determinando a variação de massa desse sistema (Figura 1 e Tabela).

O grupo G_2 acompanhou essa reação ao longo do tempo, porém determinando o volume de dióxido de carbono recolhido (Figura 2).

Tabela: dados obtidos pelo grupo G_1				
Tempo decorrido (segundos)	0	60	180	240
Massa do sistema* (g)	110,00	109,38	109,12	108,90

*Sistema: formado pelo carbonato, solução ácido e recipiente.



Comparando os dois experimentos, os volumes aproximados de CO_2 , em litros, recolhidos pelo grupo G_2 após 60, 180 e 240 segundos devem ter sido, respectivamente:

Note e adote:

- massa molar do CO_2 : 44 g/mol;
- volume molar do CO_2 : 24 L/mol;
- desconsidere a solubilidade do CO_2 em água.

- a) 0,14; 0,20 e 0,25.
- b) 0,14; 0,34 e 0,60.
- ✗ c) 0,34; 0,48 e 0,60.
- d) 0,34; 0,48 e 0,88.
- e) 0,62; 0,88 e 1,10.

31. Uma jovem senhora, não querendo revelar sua idade a não ser às suas melhores amigas, convidou-as para a festa de aniversário, no sótão de sua casa, que mede 3,0 m $\times$ 2,0 m $\times$ 2,0 m. O bolo de aniversário tinha velas em número igual à idade da jovem senhora, cada uma com 1,55 g de parafina. As velas foram queimadas inteiramente numa reação de combustão completa.

Após a queima a porcentagem de gás carbônico, em volume, no sótão, medido nas condições ambiente aumentou de 0,88%.

Considere que esse aumento resultou, exclusivamente, da combustão das velas. Dados: massa molar da parafina, $C_{22}H_{46}$: 310 g/mol; volume molar dos gases nas condições ambiente de pressão e temperatura: 24 L/mol.

- a) Escreva a equação de combustão completa da parafina.
- b) Calcule a quantidade de gás carbônico, em mols, no sótão, após a queima das velas.
- c) Qual é a idade da jovem senhora? Mostre os cálculos.



As reações no laboratório e na indústria

Reagente em excesso e reagente limitante

As reações químicas ocorrem sempre em uma proporção constante, que corresponde ao número de mol indicado pelos coeficientes. Se uma das substâncias que participa da reação estiver em quantidade maior que a proporção correta, ela não será consumida totalmente. Essa quantidade de substância que não reage é chamada excesso. Em geral, o reagente mais barato é usado em quantidade maior que a exigida pela proporção correta, com a finalidade de aumentar a velocidade da reação.

O reagente que é consumido totalmente, e, por esse motivo, determina o fim da reação, é chamado reagente limitante.

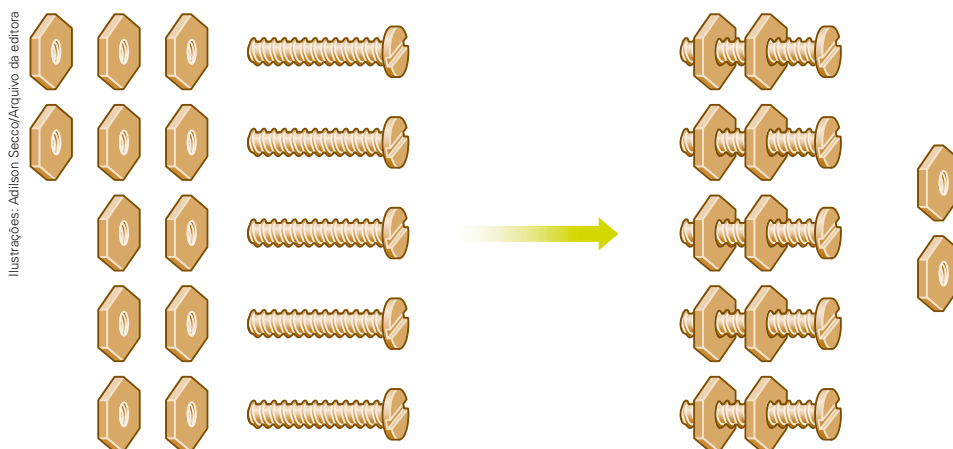
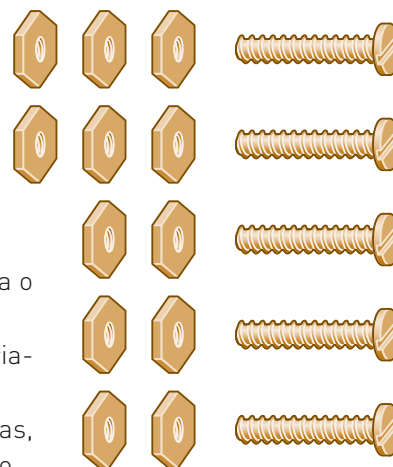
Para entender essa ideia, antes de analisar uma reação química propriamente dita, podemos estudar a seguinte analogia (comparação).

Imagine que em uma caixa de ferramentas exista um conjunto de peças, formados por **cinco parafusos** e **doze porcas**, como representado ao lado.

Considere que desejamos combinar cada parafuso com duas porcas, de modo a obter o maior número de conjuntos possíveis. A proporção seria:



A combinação está ilustrada na figura a seguir.

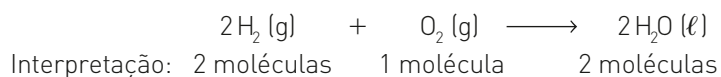


Perceba que o número de conjuntos totais possíveis de serem montados foi limitado pelo número de parafusos, de modo que sobram duas porcas sem parafuso. Assim, podemos dizer que nesse caso os parafusos atuaram como fator limitante (reagente limitante) e as porcas estavam em excesso (reagente em excesso).

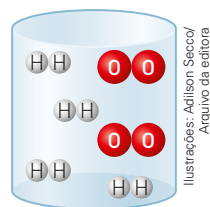
Interpretação: $1 \text{ parafuso} + 2 \text{ porcas} \rightarrow 1 \text{ conjunto (parafuso + porcas)}$

Quantidades: $5 \text{ parafusos} + 10 \text{ porcas} \rightarrow 5 \text{ conjuntos (parafuso + porcas)}$

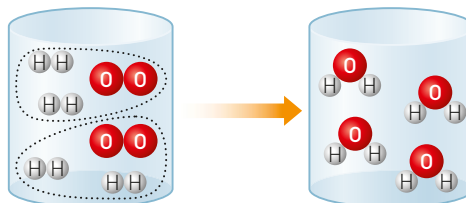
Vamos agora estudar o conceito de excesso e limitante associado a uma reação química. Para isso vamos analisar a reação de formação de água (H_2O) a partir dos gases hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2).



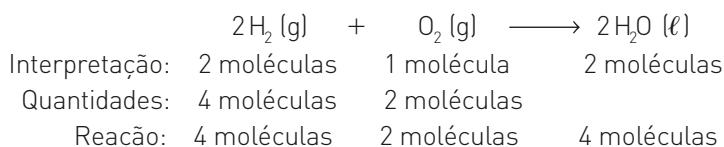
Considere inicialmente um recipiente contendo 4 moléculas de H_2 e 2 moléculas de O_2 , como representado abaixo:



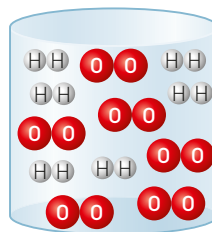
Uma combinação possível para a reação entre essas substâncias seria:



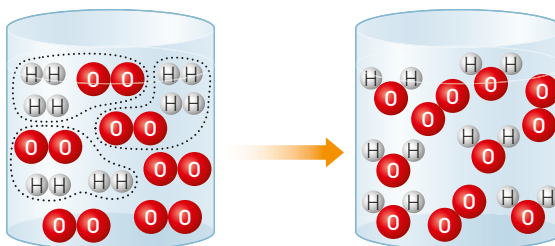
Assim, 4 moléculas de H_2 reagiram com 2 moléculas de O_2 , formando 4 moléculas de H_2O . Como não houve excesso de nenhum dos reagentes, podemos afirmar que eles estão presentes em quantidades estequiométricas na reação.



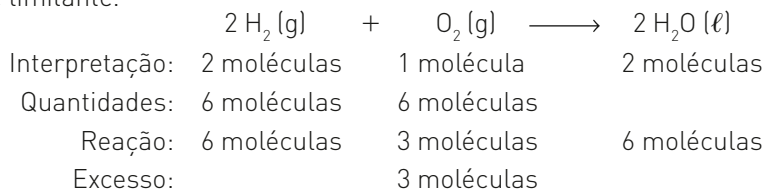
Considere uma nova situação em que estão presentes em um recipiente 6 moléculas de H_2 e 6 moléculas de O_2 :



Uma combinação possível entre as moléculas para a formação de água seria:



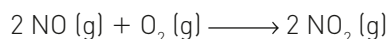
Assim, a partir das quantidades apresentadas, teríamos a formação de 6 moléculas de H_2O e sobriariam 3 moléculas de O_2 sem reagir, sendo o H_2 totalmente consumido no processo. Nessas condições o H_2 atua como reagente limitante, uma vez que é totalmente consumido no processo e o O_2 atua como reagente em excesso. A quantidade de produto formado, no caso a água, é determinada pelo reagente limitante.



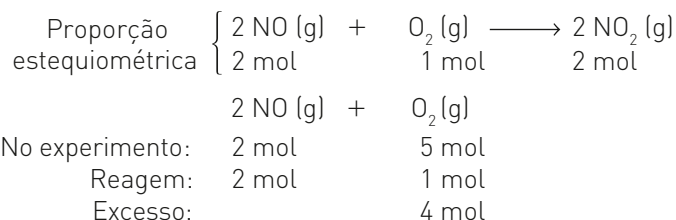
Estudaremos a seguir mais alguns exemplos envolvendo excesso e limitante.

Exemplo 1

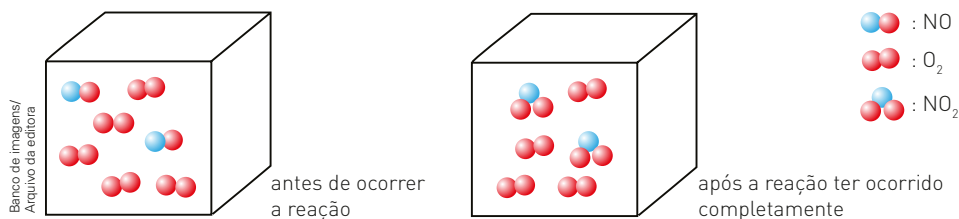
Considere a formação do dióxido de nitrogênio a partir do monóxido de nitrogênio emitido, por exemplo, pelos canos de escapamentos de veículos automotivos e do gás oxigênio presente no ar atmosférico:



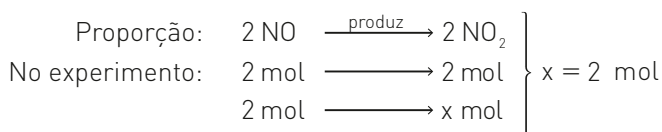
Suponha que em determinado experimento misturemos 2 mol de NO com 5 mol de O_2 . Considerando que a reação ocorra completamente com rendimento de 100%, podemos calcular a quantidade de NO_2 formado da seguinte maneira:



Note que permaneceram sem reagir 4 mol de O_2 (reagente em excesso) e que o NO foi consumido totalmente; nesse caso, o NO é denominado reagente limitante.



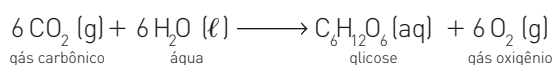
A quantidade de NO_2 produzida pode ser calculada diretamente a partir do reagente limitante (NO):



Exemplo 2

A fotossíntese é o processo no qual moléculas de água e de gás carbônico reagem formando glicose e gás oxigênio (vital para a existência dos seres vivos). Ela ocorre em plantas, algas e algumas bactérias, na presença de luz.

Essa reação ocorre, estequiometricamente, da seguinte maneira:



Suponha uma situação em que houvesse 12 mol de H_2O e 6 mol de CO_2 . Os 6 mol de CO_2 reagiriam com 6 mol de O_2 e seriam consumidos totalmente, mas ainda restariam 6 mol de H_2O sem reagir, em excesso.

Para resolver questões que envolvem reagentes limitantes e em excesso, podemos seguir as seguintes etapas:

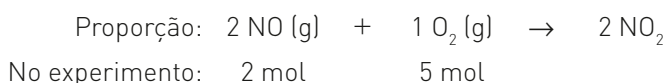
I. considere que um dos reagentes é o limitante e determine quanto de produto seria formado;

II. repita o procedimento para o outro reagente;

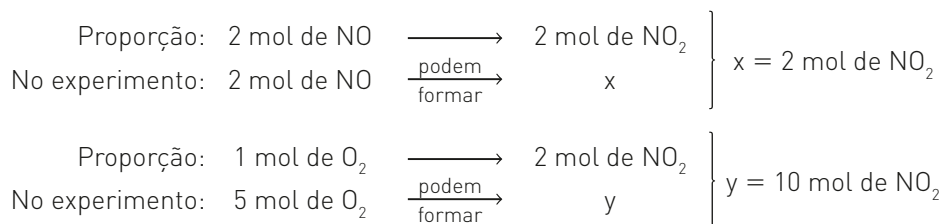
III. a menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

O reagente limitante e a quantidade de produto podem ser determinados mais rapidamente se conhecermos o número de mol dos reagentes.

Voltando ao exemplo do início do capítulo:



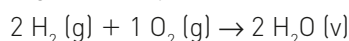
Calculando a quantidade do produto a partir de cada reagente, temos:



Como a menor quantidade de produto corresponde ao consumo total do NO , este é o reagente limitante e, portanto, formam-se 2 mol de NO_2 .

Exercícios resolvidos

1. Foram misturados 40 g de hidrogênio (H_2) com 40 g de oxigênio (O_2), com a finalidade de produzir água, segundo a equação:



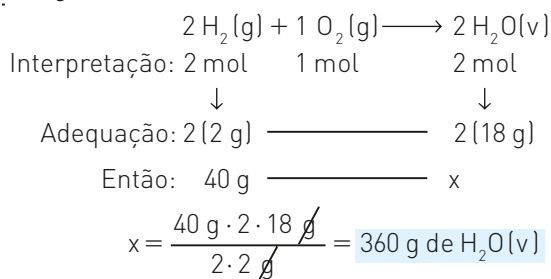
Determine:

- o reagente limitante;
- a massa do produto formado;
- a massa do reagente em excesso.

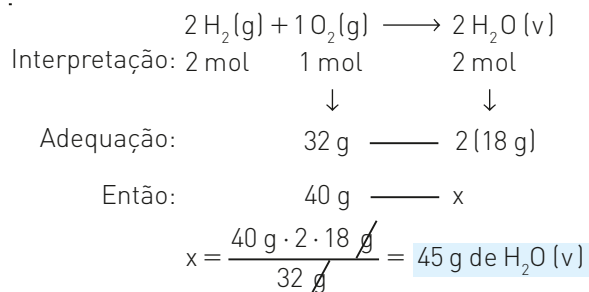
Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{H}_2 = 2$; $\text{O}_2 = 32$; $\text{H}_2\text{O} = 18$.

Solução

Inicialmente, vamos considerar que o H_2 (g) seja o reagente limitante:

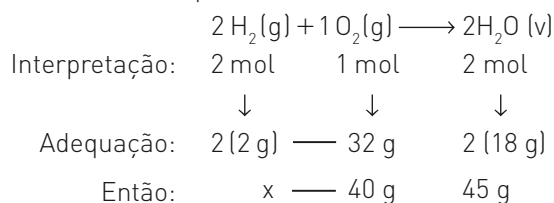


Em seguida, vamos considerar que o O_2 (g) seja o reagente limitante:



Observe que a menor quantidade de água produzida será de 45 g, correspondente ao consumo total de O_2 (g), que é, portanto, o reagente limitante.

Agora, vamos calcular a massa de H_2 (g) que será consumida e o que restou em excesso:



$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 2 \cdot 2}{32} = 5 \text{ g de H}_2(\text{g})$$

a) reagente limitante: O_2 (g);
b) massa de água formada: 45 g;
c) massa de H_2 (g) em excesso: 35 g.

a) o reagente limitante;
b) o volume final do reagente em excesso;
c) o volume de amônia produzido.

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$$

Interpretação: 1 mol 3 mol 2 mol

Adequação: 1 V _____ 2 V

Então: 100 mL _____ x

$$x = \frac{100 \text{ mL} \cdot 2}{3} = 66,67 \text{ mL de } \text{NH}_3(\text{g})$$
$$x = \frac{240 \text{ mL} \cdot 2}{3} = 160 \text{ mL de NH}_3 \text{ (g)}$$
$$x = \frac{240 \text{ mL} \cdot 1 \cancel{\text{L}}}{3 \cancel{\text{L}}} = 80 \text{ mL de N}_2(\text{g})$$

a) reagente limitante: H_2 (g);
b) volume final de N_2 (g) em excesso: 20 mL;
c) volume de NH_3 (g) produzido: 160 mL.

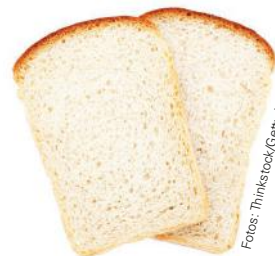
Seeds/Chitterstock

Fundamentando seus conhecimentos

1. Suponha que você recebeu 10 amigos em sua casa e vai servir, para cada um deles, um lanche formado por 2 fatias de pão e 3 fatias de presunto.

Ao pegar os componentes do lanche, você verifica que dispõe de 32 fatias de presunto e 18 fatias de pão. A respeito dessa situação, responda:

- Quantos lanches você conseguiria montar da maneira indicada?
- Qual seria o componente limitante?
- Qual seria o componente em excesso, e de quantas fatias é esse excesso?

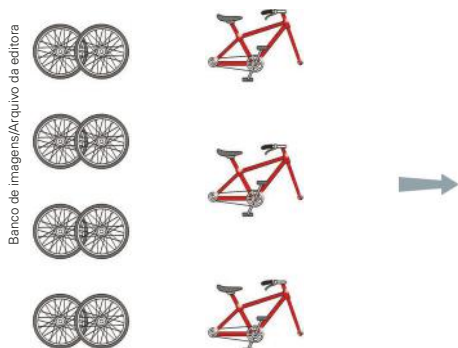


Fotos: Thinkstock/Getty Images

Desenvolvendo seus conhecimentos

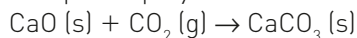
Sempre que necessário, utilize a tabela periódica.

1. Observe a ilustração.



- Quantas bicicletas completas podem ser formadas?
- Quem é o limitante?
- Quem é o excesso?

2. A cal viva, também conhecida por cal virgem, ao reagir com gás carbônico, origina o carbonato de cálcio (mármore, calcário). Esta reação pode ser representada pela equação:

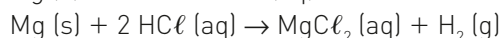


Foram colocados em contato 10 mol de CaO (s) e 10 mol de CO₂ (g), e eles reagiram. Indique:

- o reagente limitante;
 - o número de mol em excesso;
 - o número de mol de CaCO₃ (s) produzido.
3. Considere que a equação a seguir representa uma das possíveis etapas de formação da ferrugem:
- $$4 \text{ Fe (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$$
- Admita, agora, a reação completa em uma mistura de 10 mol de ferro e 9 mol de gás oxigênio e determine:

- o reagente limitante;
- a quantidade, em mol, do excesso de reagente;
- o número de mol de Fe₂O₃ produzido.

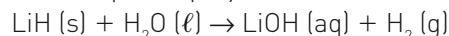
4. Em um laboratório foi feita a reação entre 2 mol de Mg (s) e 5 mol de HCl (aq).



A partir dessa mistura, pergunta-se:

- Qual o reagente em excesso e qual o número de mol desse excesso?
- Qual é a massa em gramas de H₂ produzida? (Dado: massa molar H₂ = 2 g · mol⁻¹.)

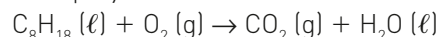
5. A reação entre o hidreto de lítio e a água pode ser representada pela equação:



Sabendo que foram colocados em contato 4 mol de LiH (s) e 6 mol de H₂O (l), responda:

- Qual o reagente limitante?
- Qual o reagente em excesso e o número de mol desse excesso?
- Qual o volume de H₂ medido a 25 °C e 1 atm? (Dado: volume molar de H₂ a 25 °C e 1 atm = 25 L · mol⁻¹.)

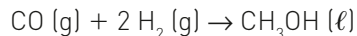
6. Uma das transformações químicas que ocorrem na combustão completa da gasolina é dada pela seguinte equação não balanceada:



Dado: nas CNTP, 1 mol de CO₂ ocupa 22,4 L.

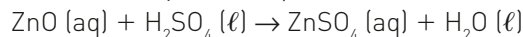
- Determine os coeficientes da equação química balanceada.
- Qual volume de CO₂, nas CNTP, será produzido a partir da reação completa da mistura de 6 mol de C₈H₁₈ com 100 mol de O₂?

7. O monóxido de carbono, gás extremamente tóxico, pode ser utilizado para produção de metanol, um álcool que, por sua vez, pode ser usado como combustível ou como matéria-prima para fabricação de biodiesel. A equação de produção de metanol a partir de monóxido de carbono pode ser representada por:



A adição de 336 g de CO a 60 g de gás hidrogênio produz quantos gramas de metanol? Indique também a massa do excesso de reagente. Dados: massas molares em g/mol: H = 1, C = 12, O = 16.

8. (PUC-MG) O sulfato de zinco pode ser obtido por meio da reação exotérmica entre óxido de zinco e o ácido sulfúrico concentrado. A equação química dessa reação está apresentada abaixo.

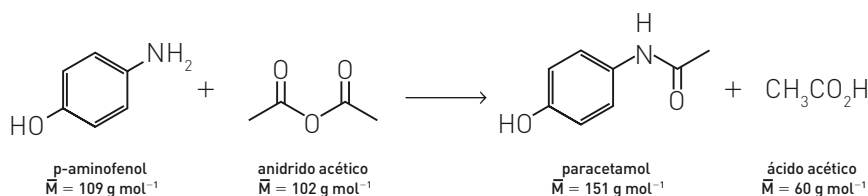


Reagindo-se 100 kg de óxido de zinco com 50 kg de ácido sulfúrico concentrado, a massa de sulfato de zinco produzida será aproximadamente:

Dados: Zn = 65,4; O = 16; H = 1; S = 32.

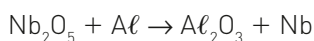
- a) 150 kg.
 ✗ b) 82,3 kg.
 c) 41,5 kg.
 d) 50 kg.

9. (UFRGS-RS) Observe a reação abaixo, que ilustra a síntese do paracetamol.



Foi realizada uma síntese de paracetamol usando 218 g de p-aminofenol e 102 g de anidrido acético. Considerando que, para cada comprimido, são necessários 500 mg de paracetamol, qual a quantidade máxima de comprimidos que pode ser obtida?

- a) 204
 b) 218
 ✗ c) 302
 d) 422
 e) 640
10. (Cefet-MG) O nióbio, metal usado como liga na produção de aços especiais e um dos mais resistentes à corrosão e altas temperaturas, é extraído na forma de pentóxido de dinióbio e pode ser reduzido à forma metálica na presença de alumínio, segundo a equação não balanceada a seguir:



A massa aproximada de nióbio ($\text{MM} = 93 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), em toneladas, obtida ao se reagir 3,99 t de Nb_2O_5 ($266 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) com 3,0 t de alumínio ($\text{MM} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), para a reação, é:

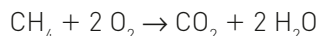
- a) 1,40.
 ✗ b) 2,79.
 c) 6,20.
 d) 6,99.
 e) 10,33.

11. A reação entre gás hidrogênio e gás oxigênio produz água. Considere três experimentos, realizados nas mesmas condições de pressão e temperatura, com massas diferentes de cada reagente:

Experimento	Massa de H_2 (g)	Massa de O_2 (g)
I	1	12
II	1	16
III	2	10

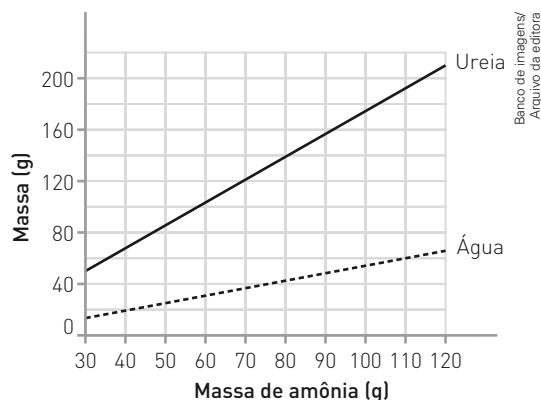
Em qual experimento ocorreu a formação de uma maior quantidade de água? Dados: massas molares em g/mol: H = 1, O = 16.

12. Uma mistura de 2 mol de CH_4 e 5 mol de oxigênio sofreu combustão total, produzindo apenas CO_2 e H_2O , em um recipiente de 8,2 L, a 127°C . Calcule a pressão dentro desse recipiente, após a reação completa. Considere que a combustão do CH_4 possa ser representada por:



Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

13. A substância ureia, utilizada na fabricação de fertilizantes, pode ser obtida a partir da reação entre gás carbônico e amônia. Nesse processo, também há produção de água. O gráfico a seguir indica as massas de ureia e água produzidas em função da massa de amônia que reage, considerando as reações completas:

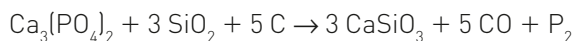


- a) Calcule a massa de gás carbônico necessária para consumir 80 g de amônia.
b) Se forem postos para reagir 240 g de amônia e 400 g de gás carbônico, qual será a massa do excesso de reagente?

Desafiando seus conhecimentos

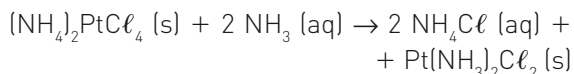
Sempre que necessário, utilize a tabela periódica.

1. (UFRJ) O fósforo pode ser produzido industrialmente por meio de um processo eletrotérmico no qual fosfato de cálcio é inicialmente misturado com areia e carvão; em seguida, essa mistura é aquecida em um forno elétrico onde se dá a reação representada a seguir.



Determine a quantidade máxima, em mol, de fósforo formado quando são colocados para reagir 8 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ com 18 mol de SiO_2 e 45 mol de carbono.

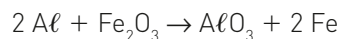
2. (PUC-RJ – Adaptada) A cisplatina, de fórmula $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$, é um composto utilizado no tratamento de determinados tipos de câncer. Sua obtenção passa pela reação, balanceada, representada a seguir.



Fazendo reagir 1,5 mol de $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$ com 0,5 mol de NH_3 , é correto afirmar que a quantidade máxima de cisplatina obtida será igual a:

- x a) 75 g.
b) 90 g.
c) 108 g.
d) 130 g.
e) 155 g.

3. (UEPG-PR – Adaptada) A reação entre alumínio pulverizado e óxido de ferro (III),



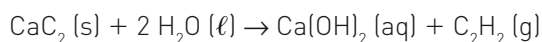
libera tanto calor que produz ferro derretido. Trata-se de um processo que é aproveitado na construção de ferrovias, para soldar trilhos de aço. A respeito dessa reação, genericamente, e, em particular, considerando uma experiência em que são utilizados 4,20 mol de alumínio e 1,8 mol de óxido de ferro, assinale o que for correto.

(Dados: $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol}$; $\text{Al} = 27 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16,0 \text{ g/mol}$.)

01. O alumínio desloca o ferro do óxido de ferro.
02. Na experiência, o reagente limitante da reação é o óxido de ferro.
04. Da experiência resultam 214,2 g de óxido de alumínio.
08. Da experiência resultam 201,60 g de ferro.

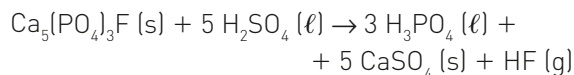
01, 02 e 08

4. (Udesc) O carbeto de cálcio $[\text{CaC}_2]$ reage com água para formar o hidróxido de cálcio e um gás inflamável, etino (acetileno), conforme indica a reação abaixo. Assinale a alternativa correta, quanto à quantidade de água que sobra na reação, quando 100 g de água reagem com 100 g de carbeto de cálcio.



- x a) 43,75 g de água.
b) 56,25 g de água.
c) 40,60 g de água.
d) 28,12 g de água.
e) 60,00 g de água.

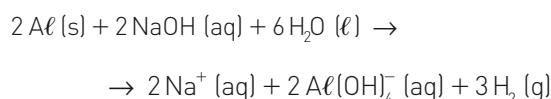
5. (UFC-CE) O ácido fosfórico, H_3PO_4 , pode ser produzido a partir da reação entre a fluoroapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, e o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de acordo com a seguinte equação química:



Considere a reação completa entre 50,45 g de fluoroapatita com 98,12 g de ácido sulfúrico.

- Qual é o reagente limitante da reação?
 - Determine a quantidade máxima de ácido fosfórico produzida.
6. (UFRGS-RS) O dióxido de nitrogênio contribui para a formação de chuva ácida como resultado de sua reação com água na atmosfera, de acordo com a equação abaixo. (H = 1; N = 14; O = 16)
- $$3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$$
- Na reação entre 2,76 g de NO_2 e 0,54 g de água, ocorre:
- excesso de 0,18 g de água.
 - produção de 1,26 g de ácido nítrico.
 - formação de 0,90 g de óxido nítrico, NO.
 - formação de uma massa total de produtos ($\text{HNO}_3 + \text{NO}$) igual a 3,30 g.
 - consumo de 1,38 g de dióxido de nitrogênio.

7. (UFPI) Alguns produtos comerciais utilizados para desentupir pias e vasos sanitários, além de conter flocos de NaOH, também contêm pedaços de alumínio metálico, ocasionando uma reação com consequente formação de hidrogênio, o que ajuda a agitar a mistura e a acelerar o processo de desentupimento:



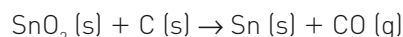
Assinale a alternativa correta com relação à equação acima.

(Dados: $\text{Al} = 27 \text{ g/mol}$; $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$; $\text{Na} = 23 \text{ g/mol}$; $\text{Al}(\text{OH})_4 = 95 \text{ g/mol}$; $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$.)

- Na reação de 3,0 mol de Al e 4,0 mol de NaOH, produzem-se 4,0 mol de H_2 .
- Na reação de 4,0 mol de Al e 4,0 mol de NaOH produzem-se 3,0 mol de H_2 .
- Ao utilizar 30,0 g de Al e 40,0 g de NaOH, o reagente em excesso é o NaOH.

- Para produzir 6,00 g de H_2 , seriam necessários no mínimo 54,0 g de Al e 80,0 g de NaOH.
- No processo em que se utilizam 40,0 g de Al e 50,0 g de NaOH, o Al é o reagente limitante.

8. (PUC-MG) A liga de estanho e chumbo (Sn – Pb) é empregada como solda metálica. Para a obtenção de estanho, é necessário extraí-lo da natureza. Uma fonte natural de estanho é o minério cassiterita. A equação química de redução da cassiterita, não balanceada, a estanho metálico é apresentada abaixo.



Reagindo-se 50 kg de carbono com 25 kg de minério cassiterita (100% de pureza), a massa de estanho produzida será aproximadamente:

- 12,5 kg.
- 19,7 kg.
- 25 kg.
- 50 kg.

9. (Fuvest-SP) Uma estudante de Química realizou o seguinte experimento: pesou um tubo de ensaio vazio, colocou nele um pouco de $\text{NaHCO}_3 (\text{s})$ e pesou novamente. Em seguida, adicionou ao tubo de ensaio excesso de solução aquosa de HCl , o que provocou a reação química representada por:
- $$\text{NaHCO}_3 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$$

Após a reação ter-se completado, a estudante aqueceu o sistema cuidadosamente, até que restasse apenas um sólido seco no tubo de ensaio. Deixou o sistema resfriar até a temperatura ambiente e o pesou novamente. A estudante anotou os resultados desse experimento em seu caderno, juntamente com dados obtidos consultando um manual de Química:

Dados obtidos no experimento	
Massa do tubo de ensaio vazio	8,70 g
Massa do tubo de ensaio + $\text{NaHCO}_3 (\text{s})$	11,20 g
Massa do tubo de ensaio + produto sólido nele contido ao final do experimento	10,45 g
Dados obtidos consultando um manual de Química	
massas molares (g/mol)	
H = 1,00	Na = 23,0
C = 12,0	Cl = 35,5
O = 16,0	

Reprodução/FUVEST, 2015.

A estudante desejava determinar a massa de

- I. HCl que não reagiu;
- II. NaCl que se formou;
- III. CO_2 que se formou.

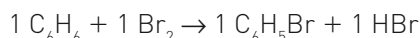
Considerando as anotações feitas pela estudante, é possível determinar a massa de:

- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) I e III, apenas.
- ☒ d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

- 10.** (Uema) Sabe-se que um processo químico é exaustivamente testado em laboratório antes de ser implantado na indústria, envolvendo cálculos, em que são aplicadas as leis ponderais e volumétricas, dentre as quais, cita-se a lei das proporções constantes (Lei de Proust).

Havendo excesso de reagente numa reação, deve-se retirá-lo para poder trabalhar com a proporção exata.

Considere que 1 mol de benzeno (C_6H_6) reage com 1 mol de bromo (Br_2), formando dois produtos, um haleto orgânico e um ácido, como representado pela reação a seguir:



Para a reação entre 50 g de benzeno e 100 g de bromo:

- a) Haverá obediência à Lei de Proust?
Justifique sua resposta por meio de cálculos.
Dados: C ($Z = 12$), H ($Z = 1$) e Br ($Z = 80$).
- b) Calcule a massa, do haleto orgânico, obtida em conformidade à Lei de Proust.

- 11.** (Unicamp-SP) Um importante fator natural que contribui para a formação de óxidos de nitrogênio na atmosfera são os relâmpagos.

Considere um espaço determinado da atmosfera em que haja 20% em massa de oxigênio e 80% de nitrogênio, e que numa tempestade haja apenas formação de dióxido de nitrogênio.

Supondo-se que a reação seja completa, consumindo todo o reagente limitante, pode-se concluir que, ao final do processo, a composição percentual em massa da atmosfera naquele espaço determinado será aproximadamente igual a:

Dados: Equação da reação: $\frac{1}{2} \text{ N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$

Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{N}_2 = 28$; $\text{O}_2 = 32$ e $\text{NO}_2 = 46$.

- ☒ a) 29% de dióxido de nitrogênio e 71% de nitrogênio.
- b) 40% de dióxido de nitrogênio e 60% de nitrogênio.
- c) 60% de dióxido de nitrogênio e 40% de nitrogênio.
- d) 71% de dióxido de nitrogênio e 29% de nitrogênio.

- 12.** (Fuvest-SP) Nas mesmas condições de pressão e temperatura, 50 L de gás propano (C_3H_8) e 250 L de ar foram colocados em um reator, ao qual foi fornecida energia apenas suficiente para iniciar a reação de combustão.

Após algum tempo, não mais se observou a liberação de calor, o que indicou que a reação havia-se encerrado.

Com base nessas observações experimentais, três afirmações foram feitas:

- I. Se tivesse ocorrido apenas combustão incompleta, restaria propano no reator.
- II. Para que todo o propano reagisse, considerando a combustão completa, seriam necessários, no mínimo, 750 L de ar.
- III. É provável que, nessa combustão, tenha se formado fuligem.

Está correto apenas o que se afirma em:

Note e adote:

Composição aproximada do ar em volume: 80% de N_2 e 20% de O_2 .

- a) I.
- b) III.
- c) I e II.
- ☒ d) I e III.
- e) II e III.

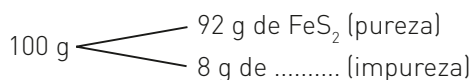
- 13.** (IME-RJ) Em um vaso fechado, ocorreu a reação de 13,1 g de Xe (g) com excesso de F_2 (g) cuja pressão parcial é de 2,4 atm e a pressão total de 6 atm. Tal reação formou exclusivamente o composto apolar A, que possui 14 pares de elétrons não ligantes. Em seguida, foram adicionados 19,5 g de platina na forma sólida, que reagiram exclusivamente com o composto A para formar um produto X, recuperando o gás nobre. Considerando comportamento de gás ideal e sabendo que as reações ocorreram à temperatura de 400 °C, determine:

- a) a massa de flúor que não reagiu;
- b) a estrutura de Lewis do composto A;
- c) a massa do produto X obtido.

Reações químicas com substâncias impuras

Até aqui, trabalhamos com as substâncias admitindo que fossem puras (100% de pureza). Mas, na prática, isso ocorre apenas na produção de medicamentos ou em análises químicas muito especiais. Normalmente, trabalhamos com materiais que apresentam certa porcentagem de impurezas.

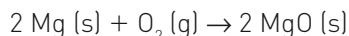
A pirita (FeS_2), por exemplo, minério do qual é possível obter o ferro, é encontrada na natureza agregada a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre. O minério de pirita, usado com objetivo industrial, apresenta 92% de pureza, o que significa que em 100 partes, em massa, desse minério, encontramos 92 partes de FeS_2 e 8 partes de outras espécies químicas (impurezas). Assim, se tivermos uma amostra de 100 g desse minério, nela encontraremos 92 g de FeS_2 e 8 g de impurezas.



Para determinar a massa do produto obtido a partir da amostra impura, devemos inicialmente verificar qual é a parte pura dessa amostra e só depois efetuar os cálculos com o valor obtido.

Exemplo 1

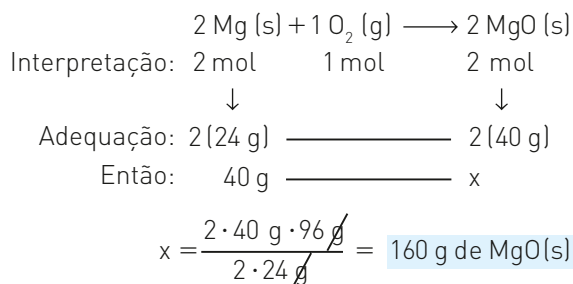
- Uma amostra de 120 g de magnésio com 80% de pureza reage com oxigênio, produzindo óxido de magnésio. Determine a massa de óxido de magnésio produzida. (Massas molares: $\text{Mg} = 24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{MgO} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)



120 g é a massa total da amostra, isto é, corresponde a 100%. Nessa amostra, somente 80% da massa total é magnésio. Logo:

$$\begin{array}{rcl} 120 \text{ g} & \text{-----} & 100\% \\ x & \text{-----} & 80\% \end{array}$$
$$x = \frac{80\% \cdot 120 \text{ g}}{100\%} = 96 \text{ g de Mg (s)}$$

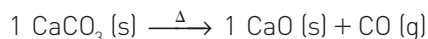
- Determinada a massa de magnésio (96 g) existente na massa da amostra, podemos calcular a massa do produto formado:



Em alguns casos, conhecemos a massa do produto obtido a partir de uma amostra impura do reagente, da qual conhecemos o teor de pureza. Quando isso ocorre, devemos inicialmente calcular a massa do reagente puro que produziu a massa do produto. A massa do reagente, assim calculada, corresponde à sua porcentagem de pureza. Em seguida, devemos calcular a massa total da amostra.

Exemplo 2

- Determine a massa de uma amostra de carbonato de cálcio, com 80% de pureza, que na decomposição térmica produziu 84 g de óxido de cálcio, segundo a equação:



(Massas molares: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{CaO} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

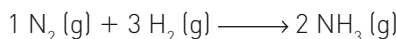
Para produzir 84 g de CaO (s), precisamos de 150 g de CaCO_3 (s), ou seja, é necessário que a amostra impura contenha 150 g de CaCO_3 (s). Assim, 150 g correspondem ao teor de pureza da amostra, isto é, 80%.

$$\begin{array}{rcl} 150 \text{ g} & \text{-----} & 80\% \text{ da amostra} \\ x & \text{-----} & 100\% \text{ da amostra} \\ x = \frac{150 \text{ g} \cdot 100\%}{80\%} & = & 187,5 \text{ g da amostra} \end{array}$$

Em outros casos, conhecemos a massa do produto obtido e a massa da amostra impura do reagente. Nesse caso, devemos inicialmente calcular a massa do reagente puro que produziu a massa do produto. A massa do reagente, assim calculada, corresponde à parte pura, isto é, à porcentagem de pureza da amostra.

Exemplo 3

- No processo de obtenção da amônia, representado pela equação:



uma amostra de 200 g de gás nitrogênio produziu 170 g de gás amônia (NH_3), em uma reação com rendimento total. Determine a porcentagem de pureza da amostra de gás nitrogênio. (Massas molares: $\text{N}_2 = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{NH}_3 = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

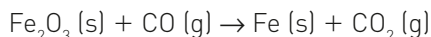
Inicialmente, determinaremos a massa de N_2 (g) puro necessária para produzir 170 g de NH_3 (g).

$$\begin{array}{rcl} & 1 \text{ N}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2 (\text{g}) & \longrightarrow 2 \text{ NH}_3 (\text{g}) \\ \text{Interpretação:} & 1 \text{ mol} & \quad 3 \text{ mol} \quad \quad 2 \text{ mol} \\ & \downarrow & \quad \quad \quad \downarrow \\ \text{Adequação:} & 28 \text{ g} & \text{-----} 2 (17 \text{ g}) \\ \text{Então:} & x & \text{-----} 170 \text{ g} \\ x = \frac{170 \text{ g} \cdot 28 \cancel{\text{g}}}{2 \cdot 17 \cancel{\text{g}}} & = & 140 \text{ g de N}_2 \text{ puro} \end{array}$$

Na amostra impura, de 200 g, temos 140 g de N_2 (g) puro. Como a amostra total corresponde a 100%, podemos determinar sua porcentagem em pureza de N_2 (g):

$$\begin{array}{rcl} \text{Adequação:} & 200 \text{ g} & \text{-----} 100\% \\ \text{Então:} & 140 \text{ g} & \text{-----} x \\ x = \frac{100\% \cdot 140 \cancel{\text{g}}}{200 \cancel{\text{g}}} & = & 70\% \text{ de pureza em N}_2 (\text{g}) \end{array}$$

6. (PUC-MG) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção do ferro metálico, Fe (MM = 56 g · mol⁻¹), a partir da hematita, Fe₂O₃ (MM = 160 g · mol⁻¹), envolve a seguinte equação, não balanceada:



Assinale a massa de ferro metálico, em gramas, obtida quando se faz reagir 200 kg de hematita, que apresenta 20% de impurezas.

- a) 5,60 · 10⁵
x b) 1,12 · 10⁵
c) 5,60 · 10³
d) 1,12 · 10³

7. (UPM-SP) O gás acetileno (C₂H₂) pode ser produzido pela reação do carbeto de cálcio (CaC₂) com água em geradores especiais, obtendo-se também o hidróxido de cálcio como subproduto, conforme a equação abaixo não balanceada.

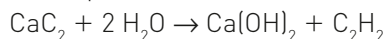


O volume de gás acetileno obtido, nas CNTP, a partir da reação de 400 g de carbeto de cálcio com 80% de pureza e rendimento total, é igual a:

(Dados: massa molar em (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16 e Ca = 40.)

- x a) 112,0 L.
b) 140,0 L.
c) 137,0 L.
d) 44,8 L.
e) 22,4 L.

8. (UFRGS-RS) O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) no processo:



Utilizando 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido nas CNTP é aproximadamente igual a:

(Dado: volume molar de gás nas CNTP = 22,4 L/mol.)

- a) 0,222 L.
b) 2,24.
c) 26 L.
x d) 224 L.
e) 260 L.

9. (Fac. Albert Einstein-SP) Um resíduo industrial é constituído por uma mistura de carbonato de cálcio (CaCO₃) e sulfato de cálcio (CaSO₄). O carbonato de cálcio sofre decomposição térmica se aquecido entre 825 e 900 °C, já o sulfato de cálcio é termicamente estável. A termólise do CaCO₃ resulta em óxido de cálcio e gás carbônico.

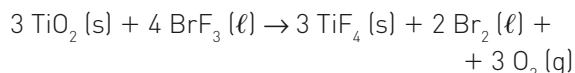


Uma amostra de 10,00 g desse resíduo foi aquecida a 900 °C até não se observar mais alteração em sua massa. Após o resfriamento da amostra, o sólido resultante apresentava 6,70 g.

O teor de carbonato de cálcio na amostra é de, aproximadamente:

- a) 33%.
b) 50%.
c) 67%.
x d) 75%.

10. (UCS-RS) O óxido de titânio (IV) é um dos principais pigmentos de coloração branca utilizado pelas indústrias de tintas. Esse pigmento apresenta alta durabilidade, além de oferecer alta retenção do brilho, aliada a uma boa dispersão. Por isso, é importante que haja um método eficiente que seja capaz de quantificar esse óxido em tintas, de modo a assegurar a qualidade das mesmas. Um dos métodos utilizados para realizar essa quantificação consiste em reagir o TiO₂, presente na amostra de tinta, com trifluoreto de bromo, de acordo com a equação química representada abaixo.



Nessa reação, o gás oxigênio formado pode ser facilmente recolhido e sua massa determinada. Supondo que nessa determinação, 2,38 g de uma amostra de tinta libere 0,14 g de O₂, pode-se concluir que o percentual de TiO₂ na amostra é de aproximadamente:

Dados: Ti = 48; O = 16.

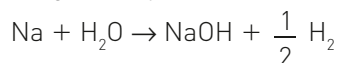
- a) 0,14.
b) 0,42.
c) 2,38.
d) 7,14.
x e) 14,7.

11. (UCS-RS) Um analista precisa realizar a determinação de sulfato de tálio I presente em pesticidas utilizados na eliminação de ratos e de baratas. A dissolução de 10 g do pesticida em água, seguida da adição de iodeto de sódio em excesso, leva à precipitação de 1,2 g de iodeto de tálio I, de acordo com a equação química representada abaixo.
- $$\text{Tl}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{NaI} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{TlI} (\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$$
- Qual é a porcentagem aproximada, em massa, de sulfato de tálio I, na amostra do pesticida?

Dados: Tl = 204; O = 16; S = 32; I = 127.

- a) 1,2%
b) 3,0%
c) 5,4%
x d) 9,1%
e) 11,4%

12. (UFPR) Na reação de 5 g de sódio com água, houve desprendimento de 2,415 L de hidrogênio nas CNTP. Qual o grau de pureza do sódio?

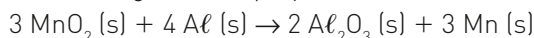


(Dado: volume molar de gás nas CNTP = 22,4 L/mol)

13. (Ufes) Por ser o gás mais leve (menos denso) que existe, o hidrogênio foi usado nos primeiros dirigíveis. Santos Dumont utilizava, em seus dirigíveis, o hidrogênio gasoso produzido a partir de ácido sulfúrico e limalha de ferro.

- a) Escreva a equação balanceada da reação química utilizada por Santos Dumont para produzir o hidrogênio gasoso.
- b) Para cada 231 gramas de ferro puro que reage com o ácido sulfúrico, formam-se 100 litros de hidrogênio (H_2), nas condições normais de temperatura e pressão. Sabendo que a limalha de ferro possui 84% de pureza, em peso, calcule a massa, em gramas, de limalha de ferro necessária para produzir 20 metros cúbicos ($1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$) de hidrogênio (H_2).
- c) O hidrogênio (H_2) também pode ser obtido pela passagem de vapor de água sobre ferro aquecido, que se transforma em Fe_3O_4 . Esse óxido pode posteriormente ser reduzido pelo monóxido de carbono, proporcionando a recuperação do ferro. Calcule a massa, em gramas, necessária de monóxido de carbono para efetuar essa recuperação, após terem sido obtidos 1,0 kg de hidrogênio.

14. (PUC-SP) A pirolusita é um minério do qual se obtém o metal manganês (Mn), muito utilizado em diversos tipos de aços resistentes. O principal componente da pirolusita é o dióxido de manganês (MnO_2). Para se obter o manganês metálico com elevada pureza, utiliza-se a aluminotermia, processo no qual o óxido reage com o alumínio metálico, segundo a equação:



Considerando que determinado lote de pirolusita apresenta teor de 80% de dióxido de manganês (MnO_2), a massa mínima de pirolusita necessária para se obter 1,10 t de manganês metálico é:

- a) 1,09 t. c) 1,74 t. e) 2,61 t.
- b) 1,39 t. x d) 2,18 t.
15. (UFT-TO) O carbonato de cálcio (CaCO_3), quando sofre reação de decomposição, forma óxido de cálcio (CaO) e gás carbônico (CO_2). Com o objetivo de determinar a pureza de um carregamento de CaCO_3 , adquirido para uso industrial, uma

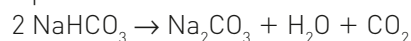
amostra de 5,00 gramas do produto foi coletada e após ser submetida à decomposição térmica total produziu 2,24 gramas de CaO . Qual é o grau de pureza da amostra?

- x a) 80% c) 22,4% e) 56%
- b) 20% d) 44,8%

16. (Ufla-MG) A produção de gás amônia (NH_3) foi realizada em uma fábrica reagindo-se 280 kg de gás nitrogênio (N_2) e 60 kg de gás hidrogênio (H_2). Na presença de catalisador em condições adequadas, a reação foi completa. Pergunta-se:

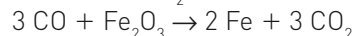
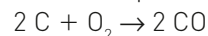
- a) Qual a equação balanceada que representa a reação entre os gases nitrogênio e hidrogênio, formando como produto o gás amônia?
- b) Qual seria o volume de gás amônia obtido nas CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão), se as massas de reagentes e as condições de reação fossem as acima indicadas, porém com o gás nitrogênio possuindo 80% de pureza, considerando-se que a reação foi completa?

17. (UFPR) A decomposição de bicarbonato de sódio pelo calor produz carbonato de sódio e dióxido de carbono gasoso, além de vapor de água. Essa reação tem grande importância industrial, pois, além de ser utilizada na produção de carbonato de sódio, constitui o fundamento do uso dos fermentos químicos.



Os fermentos químicos empregados diariamente na fabricação de bolos contêm 30% em massa de bicarbonato de sódio. De posse dessa informação e da equação balanceada acima, calcule o volume de dióxido de carbono produzido quando 28 g de fermento em pó são misturados aos ingredientes da massa e aquecidos a 100 °C sob pressão de 1 atmosfera.

18. (UFMG) Os processos mais importantes de redução da hematita que ocorrem num alto-forno podem ser representados por:



Considerando-se o teor de carvão utilizado igual a 100% e o teor de hematita igual a 80% em óxido de ferro (III), quantos quilogramas de carvão serão necessários para reduzir uma tonelada de minério de ferro?

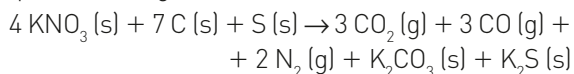
(Dados: Fe = 56; O = 16; C = 12.)

- a) 120 kg d) 360 kg
- x b) 180 kg e) 450 kg
- c) 280 kg

Desafiando seus conhecimentos

Sempre que necessário, utilize a tabela periódica.

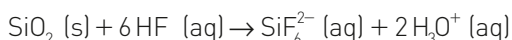
1. [Uerj] A pólvora consiste em uma mistura de substâncias que, em condições adequadas, reagem, com rendimento de 100%, segundo a equação química a seguir:



Sob condições normais de temperatura e pressão, e admitindo comportamento ideal para todos os gases, considere a reação de uma amostra de pólvora contendo 1515 g de KNO_3 com 80% de pureza. Calcule o volume total de gases produzidos na reação. Em seguida, nomeie os sais formados.

2. [FMP-RS] O vidro é um sólido iônico com estrutura amorfa, a qual se assemelha à de um líquido. Forma-se pela solidificação rápida do líquido, em que os cristais não conseguem se organizar. Seu principal componente é a sílica, (SiO_2), que constituiu 70% do vidro e é fundida juntamente com óxidos de metais, que alteram o arranjo das ligações do sólido, tornando-o uma estrutura semelhante a de um líquido.

Ao ser gravado na sua decoração, a sílica do vidro sofre ataque do íon F^- , como a seguir:



Para criar um efeito decorativo em uma jarra de vidro, que pesa 2,0 kg, a massa de ácido fluorídrico que deve ser empregada é:

- a) 4,0 kg. c) 700,0 kg. e) 560,0 g.
x b) 2,8 kg. d) 666,7 kg.
3. [UFC-CE] A porcentagem de TiO_2 em um minério pode ser determinada através da seguinte reação:
 $3 \text{TiO}_2 (\text{s}) + 4 \text{BrF}_3 (\text{l}) \rightarrow 3 \text{TiF}_4 (\text{s}) + 2 \text{Br}_2 (\text{l}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
- Se 12,0 g do minério produzem 0,96 g de O_2 , a porcentagem aproximada de TiO_2 nesse minério é de:
- a) 10%. c) 30%. e) 50%.
x b) 20%. d) 40%.
4. Um dos constituintes do calcário (importante matéria-prima na fabricação do cimento) é o carbonato de cálcio (CaCO_3). Uma amostra de 7,50 g de CaCO_3 impuro foi colocada em um cadinho de porcelana de massa 38,40 g e calcinada a 900 °C, obtendo-se como resíduo sólido somente o óxido de cálcio.



Se a massa do cadinho com o resíduo foi de 41,97 g, a amostra analisada apresenta um teor porcentual de CaCO_3 igual a:

- a) 70%. c) 80%. e) 90%.
b) 75%. x d) 85%.

5. [Enem-PPL] O cobre, muito utilizado em fios da rede elétrica e com considerável valor de mercado, pode ser encontrado na natureza na forma de calcocita, $\text{Cu}_2\text{S} (\text{s})$, de massa molar 159 g/mol. Por meio da reação $\text{Cu}_2\text{S} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cu} (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g})$, é possível obtê-lo na forma metálica. A quantidade de matéria de cobre metálico, produzida a partir de uma tonelada de calcocita com 7,95% (m/m) de pureza, é:

- x a) $1,0 \cdot 10^3$ mol. d) $5,0 \cdot 10^{-1}$ mol.
b) $5,0 \cdot 10^2$ mol. e) $4,0 \cdot 10^{-3}$ mol.
c) $1,0 \cdot 10^0$ mol.

6. [UPM-SP] 11,2 g de sucata, contendo ferro, reagiram com quantidade suficiente de ácido clorídrico em solução produzindo solução de cloreto de ferro II e gás hidrogênio. O gás formado foi aprisionado em um balão com 1 L de volume, exercendo uma pressão de 2,46 atm, sob temperatura de 27 °C. Considerando-se que somente o ferro que reagiu seja capaz de produzir o gás hidrogênio, é possível afirmar que o teor de ferro, na sucata, é de:

Dados:

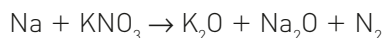
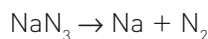
- massa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): Fe = 56.

- constante universal dos gases ideais (R) = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) 90%. d) 60%.
b) 80%. x e) 50%.
c) 70%.

7. [PUC-PR] O *airbag* é um equipamento de segurança na forma de bolsas infláveis que protege os ocupantes de veículos em caso de acidente e tem como princípio fundamental reações químicas. Esse dispositivo é constituído de pastilhas contendo azida de sódio e nitrato de potássio, que são acionadas quando a unidade de controle eletrônico envia um sinal elétrico para o ignitor do gerador de gás. A reação de decomposição da azida de sódio (NaN_3) ocorre a 300 °C e é instantânea, mais rápida que um piscar de olhos, cerca de 20 milésimos de segundo, e desencadeia a formação de sódio metálico e nitrogênio molecular, que rapidamente inflam o balão do *airbag*.

O nitrogênio formado na reação é um gás inerte, não traz nenhum dano à saúde, mas o sódio metálico é indesejável. Como é muito reativo, acaba se combinando com o nitrato de potássio, formando mais nitrogênio gasoso e óxidos de sódio e potássio, segundo as reações a seguir:



Considerando uma pastilha de 150 g de azida de sódio com 90% de pureza, o volume aproximado de gás nitrogênio produzido nas condições ambientes é de:

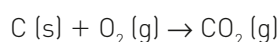
Dados: Volume molar de gás nas condições ambientes = 25 L/mol e massa molar do $\text{NaN}_3 = 65 \text{ g/mol}$.

- a) 60 L. x d) 83 L.
b) 75 L. e) 90 L.
c) 79 L.

8. (Enem)

A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.

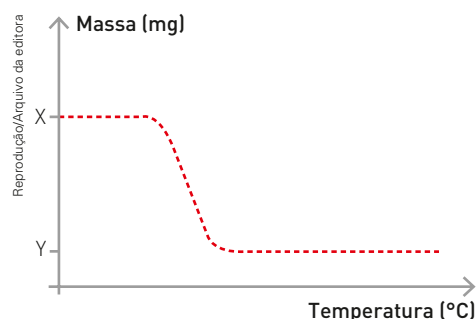
LEE, J. D. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Edgard Blücher, 1999 (adaptado).



Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de:

- a) 28. x d) 275.
b) 75. e) 303.
c) 175.

9. (Unifesp) O gráfico apresenta a curva da decomposição térmica do oxalato de magnésio, MgC_2O_4 . Nessa reação os produtos da decomposição são CO , CO_2 e MgO (massa molar 40 g/mol). Neste gráfico são apresentados os valores da massa da amostra em função da temperatura. Se a diferença entre as massas X e Y no gráfico for 576 mg, o valor de Y e a porcentagem de perda da massa da reação de decomposição térmica do oxalato de magnésio são, respectivamente:



Se a diferença entre as massas X e Y no gráfico for 576 mg, o valor de Y e a porcentagem de perda da massa da reação de decomposição térmica do oxalato de magnésio são, respectivamente:

- a) 320 e 35,7%. d) 576 e 35,7%.
x b) 320 e 64,3%. e) 576 e 64,3%.
c) 352 e 39,2%.

10. (Fuvest-SP) Alguns problemas de saúde, como bócio endêmico e retardo mental, são causados pela ingestão de quantidades insuficientes de iodo. Uma maneira simples de suprir o organismo desse elemento químico é consumir o sal de cozinha que contenha de 20 a 60 mg de iodo por quilograma do produto. No entanto, em algumas regiões do país, o problema persiste, pois o sal utilizado ou não foi produzido para consumo humano, ou não apresenta a quantidade mínima de iodo recomendada. A fonte de iodo utilizada na indústria do sal é o iodato de potássio, KIO_3 , cujo custo é de R\$ 20,00/kg. Considerando que o iodo representa, aproximadamente, 60% da massa de KIO_3 e que 1 kg do sal de cozinha é comercializado ao preço médio de R\$ 1,00, a presença da quantidade máxima de iodo permitida por lei (60 miligramas de iodo por quilograma de sal) representa, no preço, a porcentagem de:

- a) 0,10%. c) 1,20%. e) 12%.
x b) 0,20%. d) 2,0%.

11. (Uern) A hematita é um mineral de óxido de ferro III (Fe_2O_3) muito comum, possui brilho metálico e coloração preta, cinza, marrom, marrom avermelhado ou vermelho. Por ser abundante, é a principal fonte do ferro. É encontrada tipicamente nos lugares onde há água parada ou fontes de água mineral quente. Considere que a partir de 5,0 t de hematita obtém-se 2,8 t de metal ferro. Nesse caso, a pureza do minério em questão, em %, é de, aproximadamente:

- a) 55. x c) 80.
b) 62,5. d) 160.

Rendimento de uma reação química

Até o momento, vimos as reações químicas como processos em que as massas dos reagentes, desde que misturadas na proporção correta, transformam-se totalmente em produtos. Na prática, é pouco provável que isso ocorra, pois, muitas vezes, uma parte de um ou de ambos os reagentes é consumida em reações paralelas — ou, então, uma parte do produto é perdida no momento em que ele é retirado do sistema em que ocorreu a reação química. Quando a **massa total** dos reagentes, em quantidades estequiométricas, é convertida em produtos, dizemos que a reação teve **100% de rendimento**. Esse valor é o rendimento teórico, mas, geralmente, o **rendimento real**, ou seja, aquele obtido em experimentos, é menor. O rendimento real pode ser calculado em porcentagem:

$$\left. \begin{array}{l} \text{rendimento teórico} \text{ — } 100\% \\ \text{rendimento real} \text{ — } x \end{array} \right\} x = \frac{\text{rendimento real} \cdot 100\%}{\text{rendimento teórico}}$$

Para que possamos determinar a porcentagem de rendimento real, devemos antes determinar o rendimento teórico, a partir das quantidades estequiométricas.

Exemplo

Sabendo que a formação da água ocorre segundo a equação:



determine o rendimento real de um experimento em que 2 g de hidrogênio reagiram com 16 g de oxigênio, produzindo 14,4 g de água. (Massas molares: $\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O}_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

	$2 \text{H}_2 (\text{g}) + 1 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{v})$		
Interpretação:	2 mol	1 mol	2 mol
	↓	↓	↓
Adequação:	2 (2 g)	32 g	2 (18 g)
Então:	2 g	16 g	x g

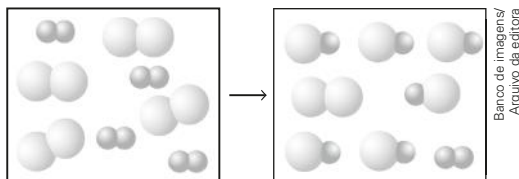
Assim, seriam obtidos 18 g de água se o rendimento fosse igual a 100%.

Como as massas dos reagentes [$\text{H}_2 (\text{g})$ e $\text{O}_2 (\text{g})$] estão em proporção estequiométrica, não existe reagente em excesso. Teoricamente, deveriam ser produzidos 18 g de H_2O , mas a massa produzida de água foi de 14,4 g. Assim, temos:

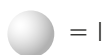
$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \text{ — } 100\% \text{ de rendimento} \\ 14,4 \text{ g} \text{ — } x \end{array} \quad x = \frac{14,4 \cancel{\text{ g}} \cdot 100\%}{18 \cancel{\text{ g}}} = 80\% \quad \text{rendimento real} = 80\%$$

Fundamentando seus conhecimentos

A respeito da reação química apresentada na ilustração, responda às questões 1 e 2.



Dados:



1. Equacione a reação devidamente balanceada com os menores coeficientes inteiros.
2. Determine o rendimento da reação.

Coloque, em uma panela, uma colher de sopa de manteiga ou de margarina, adicione 50 grãos de milho de pipoca.

Leve ao fogo e espere a pipoca ficar pronta. Retire e separe a pipoca pronta e conte o número de grãos de milho que não estouraram.

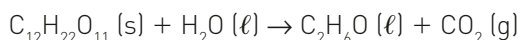
Qual é o rendimento do processo?



NatashaPhoto/Shutterstock

Desenvolvendo seus conhecimentos

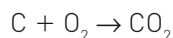
1. (UFG-GO) A combustão da gasolina e do óleo *diesel* libera quantidades elevadas de poluentes para a atmosfera. Para minimizar esse problema, tem-se incentivado a utilização de biocombustíveis como o biodiesel e o etanol. O etanol pode ser obtido a partir da fermentação da sacarose, conforme a equação não balanceada apresentada a seguir.



Considerando-se o exposto e o fato de que uma indústria alcooleira utilize 100 mol de sacarose e que o processo tenha rendimento de 85%, conclui-se que a quantidade máxima obtida do álcool será de:

- a) 27,60 kg. x d) 15,64 kg.
b) 23,46 kg. e 9,20 kg.
c) 18,40 kg.

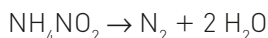
2. (PUC-RJ) Queimando-se um saco de carvão de 3 kg numa churrasqueira, com rendimento de 90%, quantos quilogramas de CO_2 são formados?



[Dados: C = 12 u; O = 16 u.]

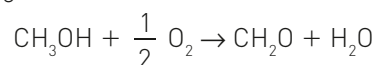
- a) 2,7 x d) 9,9
b) 3,0 e 11
c) 4,4

3. (Fuvest-SP) O nitrogênio pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrito de amônio. Calcule o volume de nitrogênio obtido, nas CNTP, pela decomposição de 12,8 g de nitrito de amônio, supondo que o rendimento da reação seja de 80% (em massa).



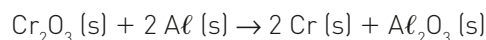
[Dados: massas atômicas: H = 1; O = 16; N = 14.]

4. (UEL-PR) O rendimento do processo de obtenção do formaldeído (constituente da solução aquosa conhecida como formol) a partir do metanol, por reação com O_2 em presença de prata como catalisador, é da ordem de 90%, em massa. Sendo assim, a massa do aldeído obtida pela oxidação de 3,2 kg de metanol é:



- a) 0,90 kg. x d) 2,7 kg.
b) 1,2 kg. e 3,2 kg.
c) 2,4 kg.

5. (UFJF-MG) O cromo é um metal empregado na produção de aço inox e no revestimento (cromação) de algumas peças metálicas. Esse metal é produzido por meio da reação a seguir:

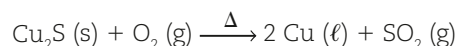


Partindo-se de 15,2 gramas de Cr_2O_3 e admitindo-se que este processo tem um rendimento de 75%, a massa produzida de cromo é igual a:

- a) 11,8 g. x e) 7,8 g.
b) 10,4 g. d 15,2 g.
c) 13,8 g.

6. (Enem-PPL)

O cobre presente nos fios elétricos e instrumentos musicais é obtido a partir da ustulação do minério calcosita (Cu_2S). Durante esse processo, ocorre o aquecimento desse sulfeto na presença de oxigênio, de forma que o cobre fique “livre” e o enxofre se combine com o O_2 produzindo SO_2 , conforme a equação química:



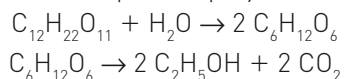
As massas molares dos elementos Cu e S são, respectivamente, iguais a 63,5 g/mol e 32 g/mol.

CANTO, E. L. *Minerais, minérios, metais: de onde vêm?, para onde vão?* São Paulo: Moderna, 1996 (adaptado).

Considerando que se queira obter 16 mol do metal em uma reação cujo rendimento é de 80%, a massa, em gramas, do minério necessária para obtenção do cobre é igual a:

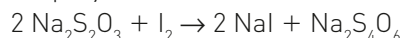
- a) 955. d) 2035.
b) 1018. e) 3180.
x c) 1590.

7. [Cesgranrio-RJ] O álcool etílico, C_2H_5OH , usado como combustível, pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose, representada simplificada pelas equações:



Partindo-se de uma quantidade de caldo de cana que contenha 500 kg de sacarose e admitindo-se um rendimento de 68,4%, a massa de álcool obtida em kg será: [Dados: H = 1; C = 12; O = 16.]

- a) 44. c) 92. e) 342.
b) 46. x d) 184.
8. [Cesgranrio-RJ] Fazendo-se reagir 158 g de $Na_2S_2O_3$ com quantidade suficiente de I_2 , segundo a equação



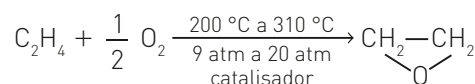
obtiveram-se 105 g de $Na_2S_4O_6$. O rendimento dessa reação foi de, aproximadamente:

[Dados: massas molares em g/mol: O = 16; Na = 23; S = 32; I = 127.]

- a) 100%. c) 40%. e) 10%.
x b) 80%. d) 30%.

9. [PUC-SP] O anidrido sulfuroso (SO_2) reage com oxigênio (O_2) e água (H_2O) para formar H_2SO_4 . Admitamos que usemos 6,4 toneladas de SO_2 por dia, com uma eficiência de conversão de 70%. Qual a produção de H_2SO_4 após 10 dias? [Dados: H = 1; O = 16; S = 32.]

10. [Puccamp-SP] A fabricação do óxido de etileno, a partir do eteno, é representada pela equação:



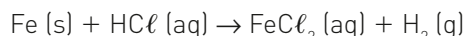
Em um processo industrial, cada 28 kg de eteno produziram 22 kg de óxido de etileno. Logo, o rendimento desse processo (% em massa) foi cerca de:

[Dados: H = 1; C = 12; O = 16]

- x a) 50%. c) 30%. e) 10%.
b) 40%. d) 20%.

Desafiando seus conhecimentos

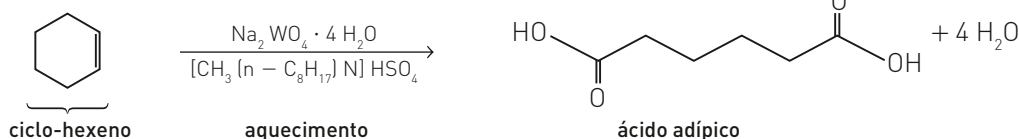
1. [UPM-SP] A reação entre o ferro e a solução de ácido clorídrico pode ser equacionada, sem o acerto dos coeficientes estequiométricos, por:



Em uma análise no laboratório, após essa reação, foram obtidos 0,002 mol de $FeCl_2$. Considerando-se que o rendimento do processo seja de 80%, pode-se afirmar que reagiram:

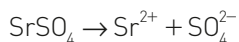
[Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$): H = 1; Cl = 35,5 e Fe = 56.]

- a) $5,600 \cdot 10^{-2}$ g de ferro. x d) $1,825 \cdot 10^{-2}$ g de ácido clorídrico.
b) $1,460 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico. e) $1,960 \cdot 10^{-2}$ g de ferro.
c) $1,680 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.
2. [UFPE – Adaptada] A preocupação com o meio ambiente levou ao desenvolvimento de metodologias verdes (pouco poluentes), que procuram reduzir a produção de rejeitos e a utilização de reagentes tóxicos. Um exemplo de metodologia verde é a síntese descrita abaixo do ácido adípico, utilizado na preparação do náilon-66. Considere as massas molares do ciclo-hexeno e do ácido adípico iguais a 82 e 146 $g \cdot mol^{-1}$, respectivamente.



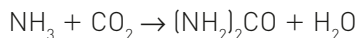
Calcule a massa de ácido adípico em kg que será formada a partir de 41 kg de ciclo-hexeno considerando que o rendimento da reação é 85%.

3. (Uepa) O estrôncio pode ser obtido a partir do mineral celestita (SrSO_4). Supondo que se tenha 1837 g deste mineral, a quantidade, em kg, que se obtém de estrôncio, considerando um rendimento de 80%, é de:

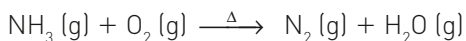


Dados: Sr = 87,6 g/mol; S = 32,1 g/mol e O = 16 g/mol.

- × a) 0,7 kg.
b) 7,0 kg.
c) 70,0 kg.
d) 0,8 kg.
e) 8,76 kg.
4. (Udesc) Uma das aplicações da amônia (NH_3) é a sua utilização na síntese industrial da ureia, que pode ser preparada a partir de amônia e de dióxido de carbono.
- Dentre as suas aplicações destaca-se o seu uso como fonte de fertilizante nitrogenado



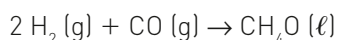
Os produtos formados na reação de combustão da amônia são o gás nitrogênio e a água, conforme representados na reação a seguir.



Balanceie a equação e determine a massa, em gramas, de água obtida pela combustão de 42,5 g de amônia, em que o rendimento da reação é de 95%.

(Dados: N = 14,0 g · mol⁻¹; O = 16,0 g · mol⁻¹; H = 1,0 g · mol⁻¹.)

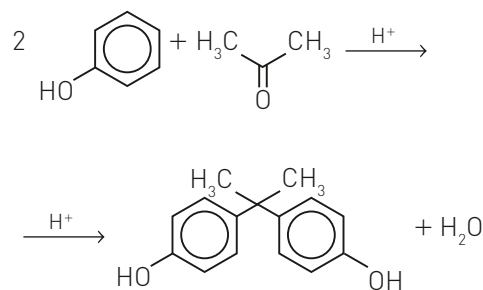
5. (Unisa-SP) A produção de metanol a partir da biomassa é uma técnica promissora para tornar a produção de biodiesel mais sustentável. A técnica consiste em trituração de madeira e gaseificação desse material, produzindo H_2 e CO, cujas massas molares são iguais a 2 g/mol e 28 g/mol, respectivamente. Esses gases devem ter suas concentrações ajustadas para que a proporção molar H_2/CO seja igual a 2.
- A equação que representa a reação de formação do metanol está representada a seguir.



Considere dois sistemas contendo os gases H_2 e CO:

Sistema	Massa de H_2 (g)	Massa de CO (g)
1	2,0	56,0
2	3,0	21,0

- a) Qual dos sistemas está ajustado para produzir metanol pela técnica indicada? Justifique sua resposta mostrando os cálculos realizados.
- b) Determine a massa de hidrogênio, em quilogramas, necessária para produzir 1600 kg de metanol, considerando um rendimento de reação de 80%.
6. (Enem-PPL) O bisfenol-A é um composto que serve de matéria-prima para a fabricação de polímeros utilizados em embalagens plásticas de alimentos, em mamadeiras e no revestimento interno de latas. Esse composto está sendo banido em diversos países, incluindo o Brasil, principalmente por ser um mimetizador de estrógenos (hormônios) que, atuando como tal no organismo, pode causar infertilidade na vida adulta. O bisfenol-A (massa molar igual a 228 g/mol) é preparado pela condensação da propanona (massa molar igual a 58 g/mol) com fenol (massa molar igual a 94 g/mol), em meio ácido, conforme apresentado na equação química.



PASTORE, M. Anvisa proíbe mamadeiras com bisfenol-A no Brasil. *Folha de S.Paulo*, 15 set. 2011 (adaptado).

Considerando que, ao reagir 580 g de propanona com 3760 g de fenol, obteve-se 1,14 kg de bisfenol-A, de acordo com a reação descrita, o rendimento real do processo foi de:

- a) 0,025%.
b) 0,05%.
c) 12,5%.
d) 25%.
× e) 50%.

7. (UPF-RS) No dia 18 de abril de 2013, nos Estados Unidos, ocorreu uma explosão em uma planta industrial de produção de amônia para emprego na produção de fertilizantes.



Reprodução/UPF, 2014.

(Disponível em: <http://noticias.terra.com.br/mundo/estadosunidos/texas-vazamento-de-amonia-utilizada-como-fertilizante-preocupa-moradores,8e0aca4674d1e310VgnVCM4000009bcc>. Acesso em 06 out. 2013)

Um processo químico deve ser exaustivamente testado em laboratório antes de ser implantado na indústria. Um desses testes envolve justamente o cálculo do rendimento que a reação irá apresentar nas condições em que será realizada. Como um exemplo, pode-se citar a reação que emprega 40 L de gás nitrogênio (N_2 (g)), com quantidade suficiente de gás hidrogênio (H_2 (g)), que é realizada sob pressão de 350 atm e temperatura de 773,15 K, e fornece um volume de gás amônia (NH_3 (g)) igual a 40 L.

Sabendo que o volume molar dos gases, nas condições do processo, é de $0,18 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, assinale a alternativa que indica corretamente o rendimento da referida reação:

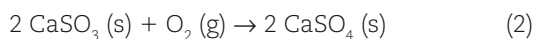
- a) 25%.
- b) 75%.
- ☒ c) 50%.
- d) 20%.
- e) 100%.

8. (Enem)

Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.

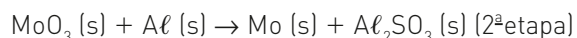


As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. *Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de:

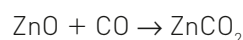
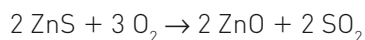
- a) 64.
 - b) 108.
 - ☒ c) 122.
 - d) 136.
 - e) 245.
9. (Cefet-MG) O molibdênio (Mo) é encontrado na natureza, na forma de dissulfeto, no mineral molibdenita. O Mo pode ser obtido, na sua forma metálica, a partir desse mineral, segundo as equações não balanceadas:



Partindo-se de 2000 g de molibdenita 20% impura e considerando-se um rendimento global de 75%, a massa do metal obtida, em kg, será aproximadamente igual a:

- a) 0,24.
- b) 0,68.
- ☒ c) 0,72.
- d) 0,96.
- e) 1,20.

10. (Enem) Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:

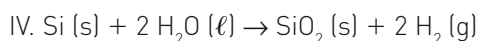
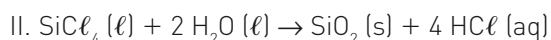
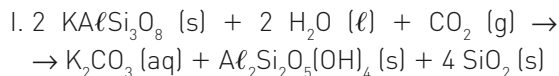


Considere as massas molares: ZNs (97 g/mol); O₂ (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO₂ (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO₂ (44 g/mol) e Zn (65 g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100 kg de esfalerita?

- a) 25
- b) 33
- ☒ c) 40
- d) 50
- e) 54

11. (UFPB) Os óxidos de silício, que compreendem mais de 90% da crosta terrestre, dependendo da proporção de oxigênio e silício, podem ter as mais diversas aplicações. Os silicões são usados como lubrificantes; o amianto é um isolante térmico; as zeólitas (aluminossilicatos) são empregadas como catalisadores, agentes secantes, abrandadores da dureza da água, etc. As equações, a seguir, representam transformações químicas, envolvendo dióxido de silício e aluminossilicatos:

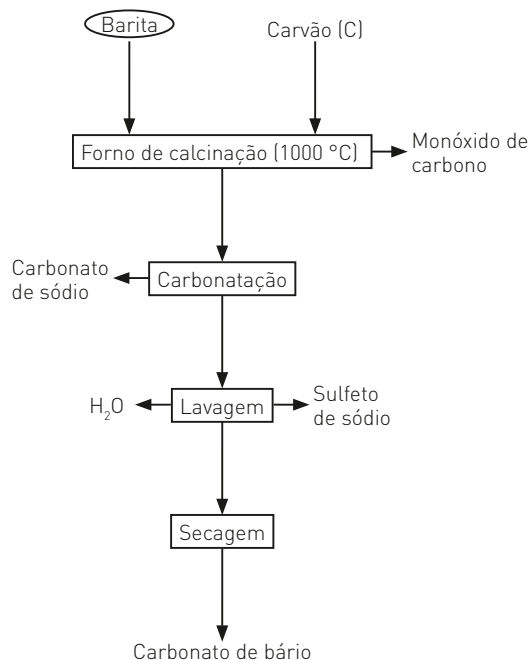


Na reação III, considere que 28 g de óxido de cálcio reagem com 20 g de óxido de silício, sendo produzidos 19,5 g de CaSiO₃. Nessas condições experimentais, é correto afirmar:

- a) O reagente limitante é o óxido de cálcio.
- b) O rendimento teórico da reação equivale a, aproximadamente, 49 g de CaSiO₃.
- c) O rendimento porcentual da reação é de, aproximadamente, 60%.
- ☒ d) 30 g de óxido de silício são necessários para reagir, totalmente, com 28 g de óxido de cálcio.
- e) As quantidades fornecidas para os dois reagentes são suficientes para formar 60 g de CaSiO₃.

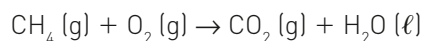
12. (UFRJ) O carbonato de bário é um insumo importante na indústria eletroeletrônica, onde é utilizado na fabricação de cinescópios de televisores

e de monitores para computadores. O carbonato de bário pode ser obtido a partir da barita, um mineral rico em sulfato de bário, pelo processo esquematizado a seguir.



- a) Escreva a reação que ocorre no forno de calcinação.
- b) Sabemos que o rendimento global do processo é de 50%, calcule a quantidade, em kg, de carbonato de bário puro, obtida a partir do processamento de 4,66 kg de sulfato de bário.

13. (Uerj) A combustão completa do gás metano, feita em presença de ar, a temperatura e pressão constantes, pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:



Admita que:

- 60,0 L desse combustível foram queimados por um veículo;
- o oxigênio reagente represente 20% do volume total do ar;
- o rendimento do processo seja de 90%.

Nessas condições, o volume de ar, em litros, necessário à combustão equivale a:

- a) 810.
- ☒ b) 540.
- c) 480.
- d) 270.

Gabarito da Parte II

Unidade 6 – Funções inorgânicas

Capítulo 21 – Dissociação e ionização

Fundamentando seus conhecimentos (p. 353)

8. I. a; II. b; III. a; IV. b.
9. c. 10. b, c. 11. d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 354)

3. c. 4. d. 5. b. 6. d. 7. c.
10. Ocorre dissociação iônica.
12. Eletrolítica.
13. O gás clorídrico é um composto molecular.
14. Não. 17. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 356)

1. b. 4. c. 6. c. 8. a.
2. d. 5. c. 7. b.

Capítulo 22 – Ácidos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 367)

1. Não há íons H^+ e Cl^- na solução.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 368)

1. a. 10. c.
2. d. 11. c.
3. a. 12. b.
4. d. 13. d.
5. e. 14. d.
6. a. 15. a.
7. c. 16. b.
8. $HMnO_4$ e H_2CrO_4 . 17. d.
9. a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 375)

1. e. 2. Rosa ou vermelho.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 376)

4. d. 5. e. 7. a. 8. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 377)

1. c. 2. e. 3. d. 4. b. 5. a.
6. 01, 02, 04 e 08.
7. b.
8. I: F; II: V; III: F; IV: F; V: V.
9. c.

10. c.

11. a.

12. $F - F - V - F$.

13. 04 e 16.

16. d. 17. d. 18. e. 20. a.

Capítulo 23 – Bases ou hidróxidos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 384)

1. NaOH (hidróxido de sódio) e NH_3 (amônia).
2. NaOH: sólido; NH_3 : gasoso.
5. NaOH.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 384)

1. a. 5. a. 6. e.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 387)

1. I – menor; II – maior; III – maior; IV – menor.
2. Básico para que se possa neutralizar a acidez bucal.
4. Frasco II. 6. Frasco IV.
5. Frasco III. 7. Frasco II.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 387)

1. c. 2. b. 3. d. 4. a. 5. b.
7. $F - V - V - V$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 388)

1. e. 3. d. 5. d. 7. a. 9. b.
2. d. 4. d. 6. b. 8. b. 10. b.

Capítulo 24 – Sais

Fundamentando seus conhecimentos (p. 399)

1. d. 2. a.
3. SO_4^{2-} : sulfato; CO_3^{2-} : carbonato.
6. Não ocorre precipitação.
7. $CaCO_3$: carbonato de cálcio.
8. $PbCl_2$: cloreto de chumbo.
9. e.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 400)

1. d. 7. a. 11. a.
4. b. 8. d. 12. a.
5. a. 9. e. 13. c.
6. a. 10. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 403)

1. b. 4. d. 7. a. 11. e. 15. c.
2. a. 5. e. 8. b. 12. a. 16. d.
3. c. 6. b. 10. e. 14. e.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 406)

1. a. 4. a. 5. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 407)

2. d. 3. e. 4. e. 5. c.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 413)

1. $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
2. Reação de neutralização.
3. c.
4. Ácidos e bases.
7. a.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 414)

1. b. 4. e. 8. a. 10. e. 14. d.
2. e. 6. b. 9. c. 11. c

Desafiando seus conhecimentos (p. 416)

1. d. 7. e. 9. a.
3. 02 e 08. 8. d. 10. a.

Capítulo 25 – Óxidos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 424)

5. a.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 425)

1. b. 2. a. 3. d. 4. a.
5. $H_2SO_4 + BaO \rightarrow BaSO_4 + H_2O$
7. b. 8. c. 9. b. 10. b.
13. 01 e 02.

Desafiando seus conhecimentos (p. 426)

1. c. 4. d. 7. d. 10. a. 18. a.
2. c. 5. c. 8. d. 12. c.
3. e. 6. b. 9. d. 13. d.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 437)

1. c. 4. Efeito estufa.
8. Ácido carbônico: H_2CO_3 .
14. Mais ácida.
15. b.
16. e.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 439)

1. a. 6. b. 9. a.
4. d. 7. c. 10. e.
5. c. 8. e. 11. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 444)

1. 01, 02, 04 e 16.
2. c. 5. b. 8. c. 11. c.
3. a. 6. e. 9. c. 12. d.
4. c. 7. d. 10. a. 13. d.
14. Todas as alternativas estão corretas.
15. b. 19. d. 22. d.
16. e. 20. e. 23. c.

Unidade 7 – Reações químicas

Capítulo 26 – Balanceamento das equações químicas

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 457)

1. e. 3. d. 5. d. 7. e.
2. a. 4. b. 6. c.
8. $C_2H_6O + O_2 \rightarrow C_2H_4O_2 + H_2O$
9. Óxido de cobre II (CuO) e carvão (C).
10. Cobre (Cu) e gás carbônico (CO₂).
11. A massa se conserva. Lei de Lavoisier.
12. $2 CuO + C \rightarrow 2 Cu + CO_2$
13. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 459)

1. a. 6. c. 9. c.
2. b. 7. b. 10. b.
3. a. 8. c. 11. a.

Capítulo 27 – Tipos de reação

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 466)

4. e.
5. d.
6. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 467)

1. d. 4. b.
2. e. 5. a.
3. b. 6. c.

Capítulo 28 – Condições para a ocorrência de reações

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 473)

3. d. 4. c. 6. c.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 479)

3. a. 6. e. 10. e.
5. c. 8. d. 11. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 481)

1. a. 10. a.
2. c. 12. a.
3. a. 13. 01 e 04.
4. d. 16. b.
5. a. 17. b.
6. e. 18. e.
7. e. 19. b.
8. a. 20. b.

Unidade 8 – Relações de massa

Capítulo 29 – Massa dos átomos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 492)

1. c. 2. c. 3. 16 u.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 493)

1. d. 3. a. 5. c.
2. 18,8 u. 4. 82,4 u. 6. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 494)

1. a. 3. c. 5. d.
2. a. 4. b. 6. a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 500)

1. CO_2 .
2. Dióxido de carbono.
3. 44 u.
4. 44 g/mol.
5. 44 g.
6. 44 g.
7. $7,3 \cdot 10^{-23}$ g.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 501)

1. c. 2. b. 3. a. 4. c.

5. b. 7. b.

6. a. 8. c.

9. $3 \cdot 10^{18}$ moléculas de Cl_2 .

10. c. 12. e. 14. a.

11. d. 13. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 503)

1. a. 5. e. 9. b. 13. a.

2. d. 6. b. 10. c. 14. b.

3. a. 7. e. 11. a.

4. a. 8. a. 12. a.

15. $2,1 \cdot 10^{18}$ moléculas.

16. d.

17. $5,4 \cdot 10^{21}$ moléculas.

18. 24 g de ureia.

19. e.

20. 72 milhões de átomos.

21. e. 24. b. 27. e.

22. c. 25. c. 28. a.

23. d. 26. b. 29. c.

Unidade 9 – Gases

Capítulo 30 – Gases e suas transformações

Fundamentando seus conhecimentos (p. 518)

1. a. 11. c.

4. a. 13. a.

8. e. 14. b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 519)

1. e. 2. e. 3. c. 5. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 520)

1. b.

2. d.

3. $V = 7 \text{ L}$ e $P = 1 \text{ atm}$.

4. (II) 760 mmHg; (III) 860 mmHg; (IV) 700 mmHg.

6. c. 8. b. 9. b.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 529)

3. c. 5. d. 8. b.

4. b. 7. b. 9. 10 atm.

10. a) 9 000 L; b) 1 125 min.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 531)

1. b. 3. d. 6. b. 9. d.
2. d. 4. a. 8. c. 10. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 532)

1. c. 8. c.
2. c. 9. 4,5 atm.
3. d. 10. $p_2 = 3 \text{ atm}$.
4. d. 11. c.
5. e. 12. 01, 02, 08 e 16.
7. a. 13. a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 536)

1. c. 4. b. 6. a.
3. b. 5. d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 538)

1. b. 3. $V_2 = 1,6 \text{ L}$. 5. $V_2 = 0,73 \text{ L}$.
2. b. 4. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 538)

1. d. 3. c. 5. F-F-V-F.
2. $T_2 = 400 \text{ K}$. 4. b. 6. c.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 542)

1. c. 4. $P_2 = 1,38 \text{ atm}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 543)

1. b. 2. c. 3. a. 4. a. 5. d.
6. a) $P_2 = 1,1 \text{ atm}$; b) $1,0 \text{ atm}$.
7. $P_2 = 1,5 \text{ atm}$. 8. V-F-F-F.

Desafiando seus conhecimentos (p. 544)

1. d. 7. $V_{\text{final}} = 279,6 \text{ mL}$.
2. $P_2 = 0,91 \text{ atm}$. 8. c.
3. e. 10. b.
4. d. 11. a.
5. c. 12. e.
6. b.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 548)

1. 2 atm. 2. 2 atm.
3. Transformação isobárica (pressão constante).
4. 4 L. 5. 4 L.
6. Transformação isocórica (volume constante).
7. $T_1 = 250 \text{ K}$. 8. 500 K.

9. Transformação isotérmica (temperatura constante).

10. $P_2 = 8 \text{ atm}$. 11. $V_2 = 114 \text{ L}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 549)

1. c. 4. b. 6. d. 8. c.
3. c. 5. d. 7. c.
9. a) $V_2 = 6 \text{ L}$; b) $V_2 = 9,9 \text{ L}$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 551)

2. $T_D = 500 \text{ K}$.
3. $P_2 = 1200 \text{ mmHg}$.
4. $V_2 = 1500 \text{ L}$.
5. $P_2 = 20 \text{ atm}$.
6. a. 8. c. 10. e. 12. e.
7. c. 9. e. 11. d. 13. b.

Capítulo 31 – Quantidade de matéria e equação de estado

Fundamentando seus conhecimentos (p. 556)

1. A pressão no frasco B é o dobro da pressão no frasco A.
3. A pressão no frasco A é o dobro da pressão no frasco B.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 558)

1. $P = 2 \text{ atm}$. 10. 2460 L.
2. e. 11. c.
3. c. 12. d.
4. a. 13. e.
5. d. 14. e.
6. b. 15. a.
7. e. 16. b.
8. 80 g. 17. c.
9. $V \cong 5,6 \cdot 10^6 \text{ L}$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 560)

1. b. 4. a. 6. a.
3. e. 5. 66 km.
7. a) 0,2 mol de N_2 ; b) 5,6 g; c) 5,5 L.
8. a) 114,6 g de N_2 ; b) $\cong 5,6 \text{ atm}$.
9. $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
11. d. 13. b. 15. a.
12. b. 14. c. 16. 58 g/mol.

18. b. 19. d. 20. c. 21. a. 22. e.
 23. a) 0,012 mol; b) 154 g/mol; c) CX_4 .
 24. d. 26. c. 28. a. 30. e.
 25. d. 27. b. 29. c.

Capítulo 32 – Mistura de gases

Fundamentando seus conhecimentos (p. 573)

2. 2,0 L. 3. 3,0 L.
 4. a) 1,64 atm; b) $X_{CH_4} = 0,25$; $X_{C_2H_6} = 0,75$; c) 1,23 atm.
 5. 90%.
 6. 2400 mmHg.
 8. 2,4 atm.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 574)

2. a) 2,2 atm; b) 0,98 atm.
 3. d. 7. a. 11. b. 15. d.
 4. e. 8. a. 12. d.
 5. a. 9. a. 13. 30.
 6. a. 10. b. 14. 12 atm.

Desafiando seus conhecimentos (p. 576)

4. c. 18. 01, 02 e 08.
 5. a. 19. c.
 7. b.
 8. 95 cm³.
 9. a) 1 g; b) 4 atm.
 10. b.
 11. 01, 02, 04 e 08.
 12. a, b, c.
 13. $V - V - V - F - F$.
 14. 08.
 15. d.
 16. c.
 17. e.

Capítulo 33 – Densidade dos gases

Fundamentando seus conhecimentos (p. 585)

1. Amônia NH_3 ; oxigênio O_2 ; neônio Ne.
 2. NH_3 : 17 g/mol; O_2 : 32 g/mol; Ne: 20 g/mol.
 3. Os balões com NH_3 e Ne sobem.
 4. CH_4 – II; C_4H_{10} – I.
 7. a) 28,8 g/mol; b) 1,17 g/L; c) 0,24 g.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 586)

1. c. 3. a. 5. d. 7. c.
 2. a. 4. a. 6. b. 8. d.
 9. a) 56 g/mol; b) 2,5 g/L; c) 14; d) 1,93.
 10. 01, 04 e 16.
 11. d. 12. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 589)

2. a. 10. d.
 3. a) 1,25 g/L; b) 14 u. 11. d.
 4. a) 80 u; b) 40; c) 2,76.
 5. c.
 6. 153,7699 g/mol.
 8. 31,9 °C.

Complemento – Difusão e efusão de gases (p. 591)

Exercícios (p. 592)

1. b. 9. 1,25 L/min.
 2. NH_3 , H_2S e SO_2 . 10. 16 g/mol.
 3. d. 11. 9.
 4. b. 12. a.
 5. NH_3 . 13. c.
 6. e. 15. a.
 7. b. 16. $M = 238$.
 8. a.

Unidade 10 – Estequiometria

Capítulo 34 – Cálculos estequiométricos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 602)

1. C_2H_6 . 6. $C_{20}H_{30}O$.
 2. $C_{80\%}H_{20\%}$. 7. $CaCO_3$.
 3. CH_3 . 8. I: SO_2 ; II: SO_3 .
 4. $C_6H_8O_6$. 9. $C_2H_4O_2$.
 5. 41%. 10. $C_8H_{10}N_4O_2$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 603)

1. $C_4H_6O_2$. 3. e.
 2. 55,81%. 4. c.
 5. $x = 40\%$; $y = 38,7\%$.
 6. c. 10. b. 13. a. 17. b.
 7. c. 11. c. 14. d. 18. b.
 8. b. 12. b. 16. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 606)

- | | |
|---------------|--------------|
| 1. c | 10. d. |
| 2. b. | 11. d. |
| 3. d. | 12. d. |
| 4. e. | 15. c. |
| 5. d. | 16. d. |
| 6. a. | 17. 02 e 08. |
| 7. b. | 18. c. |
| 8. b. | 19. c. |
| 9. V_2O_5 . | |

Fundamentando seus conhecimentos (p. 612)

- | | |
|-------------|-------------|
| 1. 114,7 g. | 2. 102,5 g. |
|-------------|-------------|

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 613)

- | | |
|-------|-------|
| 1. e. | 3. d. |
|-------|-------|

Desafiando seus conhecimentos (p. 613)

- | | |
|-------|-------------|
| 1. e. | 6. b. |
| 2. a. | 7. d. |
| 3. b. | 9. III e V. |
| 5. c. | 10. b. |

Capítulo 35 – Os coeficientes e as quantidades de substância (mol)

Fundamentando seus conhecimentos (p. 622)

3. 300 calorias.
4. Gás oxigênio, O_2 .
5. 2 moléculas.
6. $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$
7. 34 g/mol.
8. 5 mol de O_2 .
10. 180 g de H_2O .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 623)

- | | |
|---|-----------------------|
| 1. 5 mol de CO_2 ; 10 mol de H_2O . | |
| 2. b. | 9. 30 g de H_2 . |
| 3. 40 mol. | 10. b. |
| 4. 80 g. | 11. b. |
| 5. e. | 12. a. |
| 6. 112 L de CO_2 . | 13. 224 g de Fe. |
| 7. 0,5 mol de Fe_2O_3 . | 14. 2,24 L de H_2 . |
| 8. 200 L de NO_2 . | 15. 158 g. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 625)

- | | | |
|--------|-----------------|--------|
| 1. d. | 11. d. | 21. c. |
| 2. b. | 12. b. | 22. c. |
| 3. d. | 13. c. | 23. d. |
| 4. d. | 14. b. | 24. d. |
| 5. d. | 15. c. | 25. c. |
| 6. b. | 16. c. | 26. c. |
| 7. b. | 17. 225 m^3 . | 28. c. |
| 8. e. | 18. b. | 29. e. |
| 9. d. | 19. b. | 30. c. |
| 10. c. | 20. d. | |
31. a) $C_{22}H_{46} + \frac{67}{2} O_2 \rightarrow 22 CO_2 + 23 H_2O$;
b) 12 000 litros de ar;
c) 40 velas.

Capítulo 36 – As reações no laboratório e na indústria

Fundamentando seus conhecimentos (p. 638)

1. a) 9.
b) Pão.
c) Presunto. 5 fatias de presunto em excesso.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 638)

1. a) 3.
b) Quadro da bicicleta.
c) Um par de rodas.
3. a) Ferro.
b) 1,5 mol de gás oxigênio em excesso.
c) 5 mol.
4. a) Excesso de 1 mol de HCl .
b) 4 g de H_2 .
6. a) $1 C_8H_{18} + \frac{9}{2} O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O$
b) 1 075,2 L.
7. 12 g.
8. b.
9. c.
10. b.
11. Experimento III.
12. 12 atm.
13. a) 100 g.
b) 100 g de CO_2 .

Desafiando seus conhecimentos (p. 640)

2. a.
3. 01, 02 e 08.
4. a.
6. a.
7. d.
8. b.
9. d.
11. a.
12. d.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 645)

1. O elemento cálcio, com 0,02% da massa.
2. O arsênico, com 0,0002% de massa.
3. 0,05 g de Sr.
4. 160 g de CaCO_3 .
5. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
6. 89,6 g de CaO.
7. 36,32 L.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 645)

1. 98%.
2. 22 400 g.
3. 340 g de NaNO_3 .
4. c.
5. c.
6. b.
7. a.
8. d.
9. d.
10. e.
11. d.
12. 99,2% de pureza.
13. a) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$;
b) 55 000 g de limalha;
c) 14 000 g de CO.
14. d.
15. a.
16. a) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$;
b) $358,4 \cdot 10^4 \text{ L}$.
17. 1,5 L.
18. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 648)

1. 537,6 L.
Carbonato de potássio e sulfeto de potássio.
2. b.
3. b.
4. d.
5. a.
6. e.
7. d.
8. d.
9. b.
10. b.
11. c.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 650)

1. $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{HI}$
2. 75%.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 651)

1. d.
2. d.
3. 3,6 L de N_2 .
4. d.
5. e.
6. c.
7. d.
8. b.
9. 6,86 t de $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{dia}$.
10. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 652)

1. d.
2. 62 kg.
3. a.
6. e.
7. c.
8. c.
9. c.
10. c.
11. d.
13. b.

Bibliografia

- AMERICAN chemical society (ChemCom). *Chemistry in the community*. Dubuque: Kendall/Hunt Publishing Company, 1998.
- AQUARONE, Eugênio; LIMA, Urgel de Almeida; BORZANI, Walter. *Alimentos e bebidas produzidos por fermentação*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1983.
- ASIMOV, Isaac. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1993.
- ATKINS, P. W. *Moléculas*. São Paulo: Edusp, 2000.
- BLOOMFIELD, Molly M.; STEPHENS, Lawrence J. *Chemistry and the living organism*. New York: John Wiley and Sons Inc., 1996.
- BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1985.
- BROWN, Theodore L. et al. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson/Prentice Hall, 2005.
- CAMPOS, Marcello M.; BLÜCHER, Edgard. *Química orgânica*. São Paulo: Edusp, 1976.
- CAVALIERI, Ana Lúcia Ferreira; EGYPTO, Antonio Carlos. *Drogas e prevenção: a cena e a reflexão*. São Paulo: Saraiva, 2002.
- CHANG, Raymond. *Chemistry*. New York: McGraw-Hill, 2007.
- COMPANION, Audrey L. *Ligação química*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1970.
- CUEILLERON, Jean. *Histoire de la Chimie*. Paris: Presses Universitaires de France, 1979.
- EBBING, D. Darrel; GAMMON, Steven D. *General Chemistry*. 9th edition. New York: Houghton Mifflin, 2009.
- FELLENBERG, Günter. *Introdução aos problemas de poluição ambiental*. São Paulo: Edusp, 1980.
- FERGUSSON, J. E. *Inorganic Chemistry and the Earth*. Oxford: Pergamon Press, 1985.
- FIESER, Louis F.; FIESER, Mary. *Química orgânica fundamental*. Barcelona: Reverté, 1984.
- FREEMANTLE, Michael. *Chemistry in action*. London: Macmillan Educations, 1987.
- GEBELEIN, Charles G. *Chemistry and our world*. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1997.
- GENTIL, Vicente. *Corrosão*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1987.
- GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry: the science in context*. 4th edition. London/New York: WW Norton, 2008.
- GLINCKA, N. *Química geral*. Moscou: Mir, 1988.
- HART, Harold; SCHUETZ, Robert D. *Química orgânica*. São Paulo: Campus, 1983.
- HARWOOD, Peter; HUGHES, Mike; NICHOLLS, Lyn. *Further Chemistry*. London: Collins Educational, 1997.
- HILL, John W. *Chemistry for changing times*. New York: Macmillan, 1992.
- _____; PETRUCCI, Ralph H. *General Chemistry: an integrated approach*. New Jersey: Prentice Hall, 1999.
- HOLMAN, John. *The material world*. Searborough: Thomas Nelson International/Thomson Publishing Company, 1996.
- HOLUM, John R. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. New York: John Wiley and Sons, 1998.
- KEENAN, Charles W.; KLEINFELTER, Donald C.; WOOD, Jesse H. *General college Chemistry*. San Francisco: Harper & Row, 1980.
- KOROLKOVAS, Andrejus; BURCKHALTER, Joseph H. *Química farmacêutica*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1988.
- LEMAY JR., H. Eugene et al. *Chemistry: connections to our changing world*. New Jersey: Prentice Hall, 1996.
- MANO, Eloísa Biasotto. *Introdução a polímeros*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1986.
- MASTERTON, William L.; HURLEY, Cecile N. *Chemistry: principles & reactions*. Philadelphia: Saunders College, 1989.
- _____; SLOWINSKI, Emil J.; STANITSKI, Conrad. *Princípios de Química*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1985.
- MCMURRY, John; CASTELLION, Mary E. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. New Jersey: Pearson Education, 2003.
- _____; FAY, Robert C. *Chemistry*. New Jersey: Pearson Education, 2004.
- MCQUARRIE, Donald A.; ROCK, Peter A. *General Chemistry*. New York: W. H. Freeman, 1984.
- MENGER, Frederic M.; GOLDSMITH, David J.; MANDELL, Leon. *Química orgânica*. Califórnia: Fondo Educativo Interamericano, 1976.

- MOORE, W. J. *Físico-química*. São Paulo: Ao Livro Técnico/Edusp, 1968.
- PANICO, R.; POWELL, W. H.; RICHER, Jean-Claude. *A guide to IUPAC nomenclature of organic compounds*. Oxford: Blackwell Science, 1993.
- PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. New York: Dover Publications, 1989.
- RAMANATHAN, Lalgudi V. *Corrosão e seu controle*. São Paulo: Bisordi, 1978.
- REGER, Daniel L.; GOODE, Scott R.; MERCER, Edward E. *Chemistry: principles & practice*. Philadelphia: Saunders College, 1993.
- RICHEY JR., Herman G. *Química orgânica*. Rio de Janeiro: Prentice Hall do Brasil, 1983.
- SCHWARTZ, A. Truman et al. *Chemistry in context*. New York: American Chemical Society, 1997.
- SHREVE, R. Norris; BRINK JR., Joseph A. *Indústrias de processos químicos*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1977.
- SKOOG, Douglas A.; WEST, Donald M.; HOLLAR, James F. *Fundamentals of analytical Chemistry*. Philadelphia: Saunders College, 1992.
- SNYDER, Carl H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. New York: John Wiley and Sons, 1998.
- SOLOMONS, T. W. Graham. *Organic Chemistry*. New York: John Wiley and Sons, 1996.
- TIMBERLAKE, Karen C. *General, organic, and biological Chemistry: structures of life*. 12th edition. San Francisco: Pearson Education, 2015.
- TRO, Nivaldo J. *Introductory Chemistry*. 3rd edition. New York: Prentice Hall, 2009.
- UCKO, David A. *Química para as ciências de saúde*. São Paulo: Manole, 1992.
- USBERTO, João; SALVADOR, Edgard; BENABOU, Joseph Elias. *A composição dos alimentos*. São Paulo: Saraiva, 2004.
- _____. *Química e aparência*. São Paulo: Saraiva, 2004.
- WEAST, Robert C. (Org.). *Handbook of Chemistry and Physics*. Florida: CRC Press, 1988.
- WILLIAMS, Arthur L.; EMBREE, Harland D.; DEBEY, Harold J. *Introduction to Chemistry*. California: Addison-Wesley, 1981.
- WINGROVE, Alan S.; CARET, Robert L. *Organic Chemistry*. New York: Harper & Row, 1981.
- ZUMDAHL, S. S.; ZUMDAHL, S. A. *Chemistry*. 9th edition. Belmont: Brooks/Cole, 2014.



Manual do Professor

Sumário

APRESENTAÇÃO

A Química no Ensino Médio	3
As habilidades e competências no ensino de Química	6
Representação e comunicação	7
Investigação e compreensão	7
Contextualização sociocultural	7
Matriz curricular de Química para o Enem	7
Estrutura da obra	9
A unidade	9
Cada capítulo	9
Exercícios resolvidos	9
Fundamentando seus conhecimentos	9
Desenvolvendo seus conhecimentos	9
Desafiando seus conhecimentos	9
Conexão	9
Atividade prática	10
Leia, analise e responda	10
Complemento	10
Saiba mais	10
Explore seu mundo	11
?	11
Sugestões de atividades pedagógicas	11
Seminários	11
Aprendendo por si	12
Preparação de questionários	12
Preparação de procedimentos de atividades práticas	12
Elaboração de resumos	12
Pesquisa	13
Debate	13
Integração na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias	14
Atividades práticas	15
Tecnologias da informação	16
Avaliação	17
Bibliografia	18
Orientações por unidade	19

Apresentação

O livro didático é um dos materiais mais relevantes para o processo educacional. No entanto, a prática docente não deve se encerrar nele. É por isso que este Manual não tem a finalidade de impor regras sobre como deve se dar o processo de ensino-aprendizagem. Este material pretende, sim, oferecer sugestões e alguns subsídios para o trabalho do professor. Ele deve ser utilizado, parcial ou integralmente, quando o professor julgar apropriado.

Tendo em mente que a coleção didática não encerra as opções de trabalho do docente, neste Manual são abordados aspectos relevantes do processo de ensino-aprendizagem e possibilidades de como contemplá-lo de maneira articulada com a coleção. Para atingir esse objetivo e ajudar na sistematização do trabalho, o conteúdo deste material está dividido em duas partes. Na parte geral, comum aos três volumes da coleção, estão os conceitos pedagógicos, teórico-metodológicos. Na parte específica de cada volume, estão os objetivos de cada unidade e de cada capítulo, bem como sugestões de abordagem e de encaminhamento das atividades práticas ou teóricas. O professor também encontrará, na parte específica, material complementar e de aprofundamento, para ser utilizado conforme achar adequado. Este Manual oferece, portanto, possíveis abordagens articuladas, além de textos e atividades complementares ao livro, de modo que o professor, por meio de sua prática pedagógica, permita que o educando não somente desenvolva interesse pela Química, mas que também utilize o conhecimento adquirido e as competências e habilidades desenvolvidas no exercício da cidadania, na compreensão de fatos do dia a dia e em futuras atividades profissionais.

A Química no Ensino Médio

Por que se ensina Química? Por que é preciso aprender Química? Essas indagações provavelmente já foram ouvidas por professores de Ensino Médio dispostos a ensinar essa disciplina, que causa calafrios em alguns estudantes. Exigente, difícil, muito

abstrata são adjetivos frequentemente usados por muitos alunos para descrever a Química. Como responder a tudo isso? Por vezes até mesmo nós, professores, ficamos em dúvida sobre as respostas. Afinal, por que seria importante um futuro advogado conhecer a reação de hidrogenação de triglicerídeos?

Evidentemente, muitos pedagogos e teóricos da Educação também se debruçaram sobre essa questão. O que deve ser ensinado? Pode-se dizer que essa pergunta tão simples norteia a formação de um currículo escolar e, mais que isso, investiga o cerne da prática pedagógica. Eleger os objetos didáticos é quase tão importante quanto as estratégias pedagógicas. Todavia, apesar de essas questões serem fundamentais, elas ainda não atingem o âmago do problema. O nosso interesse primário deve ser o objetivo do próprio processo de ensino. Por que um cidadão deve ser escolarizado? O que se deseja alcançar com a escolarização? Para restringir essa discussão tão ampla, trataremos especificamente do Ensino Médio, fechando o foco para o ensino de Química, apesar de podermos considerar que a constituição das habilidades cognitivas para o entendimento do raciocínio químico se inicie no Ensino Fundamental.

A Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB, Lei n. 9.394/96) fornece um norte para responder essas indagações na medida em que situa o Ensino Médio como etapa final da Educação Básica, definindo-o como a conclusão de um período de escolarização de caráter geral, que tem por finalidade

o aprimoramento do educando como ser humano, sua formação ética, desenvolvimento de sua autonomia intelectual e de seu pensamento crítico, sua preparação para o mundo do trabalho e o desenvolvimento de competências para continuar seu aprendizado.

BRASIL, Ministério da Educação. *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, Lei n. 9.394, de 20 de dezembro de 1996.

Desse artigo da LDB podemos extrair os objetivos que justificam o ensino da Química. Primeiro, formação ética do aluno. Entretanto, como uma disciplina que parece tão atrelada a números, ao raciocínio exato, a relações diretas de causa e consequência

pode contribuir na construção de senso ético em um jovem? Se considerarmos apenas o simples conteúdo. Reações químicas não são éticas, elas simplesmente ocorrem ou não. A dimensão ética surge na manipulação desse fenômeno, em seu uso, em sua finalidade. Uma reação de fissão do núcleo do urânio nada fala sobre ética, mas o uso desse processo na construção de bombas atômicas levanta questões difíceis e complexas. Podemos escapar de discutir essa dimensão quando explicamos o funcionamento de uma bomba que já devastou duas cidades? A ética não provém de fórmulas, ela nos faz pensar sobre a atuação humana e sobre nossa própria ação perante o outro, e o professor de Química pode encontrar excelentes oportunidades de reflexão durante suas aulas.

Muitos temas concernentes ao universo químico, como explosivos, armas químicas, defensivos agrícolas, plásticos, poluição, radioatividade e tantos outros, podem ser tratados em sala de aula pelo viés da ética. Apresentar o assunto é apenas o começo do processo que pode desencadear a discussão sobre o uso e os impactos do fazer químico. A utilização de defensivos agrícolas se justifica apenas porque consegue manter nossa produção agrícola em níveis compatíveis com nosso consumo? Diminuir o conforto do consumidor, limitando o uso de plásticos, é a solução para evitar essa produção gigantesca e quase descontrolada de lixo? Quais os limites éticos, sociais e morais quando pensamos em aplicações tecnológicas? Nosso aluno certamente será convocado, como cidadão, a opinar, discutir, escolher e tomar decisões sobre esses e outros problemas, e o professor de Química pode contribuir significativamente na formação do arcabouço ético em sala de aula.

Um outro escopo para o ensino de Química é permitir que os alunos progridam em seu trabalho e em estudos posteriores, e essa é a parte mais simples de tratar. Médicos, engenheiros, dentistas, farmacêuticos, entre outros, precisam ter domínio dessa ciência. Não em sua totalidade, mas a atuação profissional depende do uso da Química como ferramenta. Inconcebível pensar em um profissional da área médica que não tenha conhecimentos de cinética e de química orgânica para entender como atua um fármaco no corpo humano. Muitas áreas da engenharia usam o conhecimento químico rotineiramente. É importante o professor mostrar que a Química é a base de sustentação de muitos ofícios. Ao longo das aulas, surgem várias possibilidades de apresentar para os alunos as interconexões entre essa ciência e as diversas profissões.

Autonomia intelectual e pensamento crítico, porém, são objetivos desenhados pela LDB que dizem respeito a todos, e não apenas aos médicos ou engenheiros. Dominar minimamente o raciocínio exigido pela Química é porta de entrada para a construção da cidadania. Nesse campo, a justificativa fica muito mais sutil e complexa.

Em que medida a Química ajuda um cidadão que, em tese, não necessita dessa disciplina para sua atuação profissional? Para entender a profundidade dessa questão, vamos resgatar uma discussão que surgiu no Brasil na década de 1980. A realidade social brasileira, durante séculos, considerou como analfabeto aquele que não sabia ler ou escrever. A palavra alfabetizado, entretanto, identificava e ainda identifica o sujeito que possui essas habilidades. No entanto, muitos sujeitos considerados formalmente alfabetizados mostram-se incapazes de interpretar o que leem. Não conseguem perceber a intenção do texto e de seu autor, fazer inferências, extrair implicações e consequências de afirmações contidas no texto. Desse modo, ficam limitados em sua capacidade de agir ou reagir às informações, aos argumentos e aos pontos de vista contidos nos textos que leem.

Além disso, muitos sujeitos declarados alfabetizados não são capazes de produzir textos narrativos, descritivos ou argumentativos. Considerando que o exercício da cidadania plena em uma sociedade tão dependente da leitura e da escrita exige muito mais do que identificar palavras, ou entender textos curtos, surgiu um novo conceito, o **letramento**, traduzido do termo inglês *literacy*. Esse é um passo além da alfabetização, do qual não se espera apenas domínio do vocabulário e da gramática presentes em um texto, mas das ideias contidas nele.

Um indivíduo letrado é capaz de trabalhar com níveis mais sofisticados de leitura encontrando o argumento do autor, localizando incoerências, buscando informações, identificando gêneros, além de ser capaz de produzir textos adequados ao público a quem se destina transmitindo com clareza e coerência suas ideias. Assim, um sujeito alfabetizado não significa obrigatoriamente que seja letrado.

PAULA, H. F.; LIMA, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

Esse termo rapidamente foi apropriado pelos teóricos que tratam do ensino de Ciências, e hoje se fala em letramento científico. Evidentemente, se consideram níveis de letramento distintos para cada grupo de pessoas. O nível de entendimento de um pesquisador é muito diferente do esperado para um leigo.

Então, podemos enxergar um propósito social e geral do letramento científico, no qual a pessoa adquire a capacidade mínima funcional para agir como consumidor e cidadão, tendo consciência e compreensão do impacto da ciência e da tecnologia sobre a sociedade, como uma forma particular de examinar o mundo natural. O letramento científico envolve, entre outros aspectos, a compreensão dos relatórios e discussões da ciência que aparecem na mídia; a aprendizagem de ciências por seus apelos estéticos; a preparação de cidadãos aptos a usar produtos tecnológicos e discutir seus limites.

Nesse contexto, o letramento dos cidadãos vai desde o letramento no sentido do entendimento dos princípios básicos de fenômenos do cotidiano até a capacidade de tomada de decisão em questões relativas à ciência e tecnologia em que estejam diretamente envolvidos, sejam decisões pessoais ou de interesse público. Esse letramento envolve, assim, a preparação do cidadão para ser capaz de fazer julgamentos críticos e políticos.

SANTOS, Wildson Luiz Pereira dos. Letramento em química, educação planetária e inclusão social. *Química Nova*, São Paulo, v. 29, n. 3, maio/jun. 2006. Disponível em: <www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422006000300034>. Acesso em: 28 jun. 2018.

Portanto, também podemos falar de sujeitos que são apenas alfabetizados cientificamente no sentido de que conhecem algumas ideias e fatos atribuídos à Química, sem necessariamente refletir em sua prática social e cotidiana.

Saber balancear uma reação química, por exemplo, pode ser suficiente para um estudante “passar de ano”. No entanto, não significa que ele se apropriou de aspectos da cultura científica para ampliar sua capacidade de interpretar fenômenos naturais e sociais ou o repertório de estratégias e procedimentos para resolução de problemas cotidianos.

PAULA, H. F.; LIMA, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

O aprendizado de Química no Ensino Médio “[...] deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si, quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas”. Dessa forma, os estudantes podem “[...] julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos”.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. *Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 84.

Exames de avaliação de competência estudantil, como o Programa Internacional de Avaliação de Estudantes (Pisa) e o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), são construídos sobre esse conceito de letramento científico. As questões são elaboradas de modo a medir muito mais o domínio que o aluno tem do conhecimento, e se foi capaz de apropriar-se dele, do que o volume de conhecimento adquirido. Muito mais importante do que saber balancear uma equação é o quanto o aluno entende do que ela representa, mostrando-se capaz de retirar mais informações do que aquelas óbvias. Contudo,

as avaliações realizadas – como, por exemplo, o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), mostram que os alunos não têm conseguido produzir respostas coerentes a partir de um conjunto de dados que exigem interpretação, leitura de tabelas, quadros e gráficos, e não conseguem fazer comparações ou fundamentar seus julgamentos.

BRASIL, Ministério da Educação. *Ocem — Orientações Curriculares para o Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2006. p. 104.

Ainda, nossa prática docente está mais preocupada com processos de transmissão e retenção do conhecimento científico-tecnológico do que com sua manipulação.

Importante notar que a formação do senso ético de um jovem exige o seu letramento, pois como pode uma pessoa opinar, escolher, julgar e decidir se o assunto em questão é pouco compreendido, ou mal interpretado? Ética e letramento científico se encontram de tal modo indissociados que se torna impossível esperar um comportamento eticamente sensato quando a pessoa está mergulhada na ignorância.

O objetivo do professor de Química, portanto, é fazer o aluno atingir esse patamar superior de letramento científico. A aula deve ser capaz de mostrar o outro mundo por trás de uma equação química, um gráfico ou uma teoria. Não apenas enumerar fenômenos, mas dar sentido a eles, conectando-os à vida do aluno e fazendo com que a aprendizagem de Química seja impactante em seu modo de ler o mundo. Apresentar a ciência como um produto humano, com suas limitações e sucessos, como um processo construído cotidianamente, dentro de uma sistemática e metodologia próprias, sujeitas a falhas, desacertos e desencontros. Desmontar preconceitos mostrando que a ciência em geral e a Química em particular não são boas nem más: deve-se, sim, julgar o uso que se faz delas.

Tudo isso contribui para que nossos alunos tenham um painel mais fidedigno da atividade científica e possam construir seus próprios argumentos quando forem chamados a tomar decisões ou a emitir opiniões dentro da esfera de sua atuação social. De acordo com esse ensino mais significativo, fica fácil para um futuro advogado perceber que o objetivo da Química não é tão mesquinho quanto ensinar a reação de hidrogenação de triglicerídeos. O jovem entende com maior nitidez como opera nossa sociedade e descobre que a Química facilita sua tomada de decisões pessoais, permitindo uma atuação como cidadão que se paute pela busca de uma sociedade mais ética e justa.

Busca-se uma escola que não se limite ao interesse imediato, pragmático e utilitário. Uma formação com base unitária, no sentido de um método de pensar e de compreender as determinações da vida social e produtiva – que articule trabalho, ciência e cultura na perspectiva da emancipação humana.

BRASIL, Ministério da Educação. *Reestruturação e expansão do Ensino Médio no Brasil*. Brasília, 2008. p. 8.

As habilidades e competências no ensino de Química

Alcançar esse estágio de letramento científico deve ser uma das metas do profissional da Educação. No entanto, parece difícil pôr essa metodologia em prática. De fato, por ser um estágio tão exigente de percepção, alcançá-lo necessita de um esforço maior do que simplesmente explicar como se faz um balanceamento, ainda que essas operações mais básicas dentro da Química pavimentem nosso trabalho posterior.

Na verdade, podemos enxergar que um indivíduo letrado cientificamente adquire, ao longo de sua vida escolar, uma série de habilidades e competências cognitivas que o torna apto a fazer essa leitura mais sutil da nossa sociedade usando os óculos da ciência. Atingir o letramento demanda a convergência de muitas operações de pensamento, adquiridas durante o processo ensino-aprendizagem, como observação, interpretação, comparação, resumo, inferência, extrapolação, estimativa, organização de dados e tantas outras.

Evidentemente, o caminho cognitivo necessário para atingir esse grau de excelência foi objeto de estudo de muitos pesquisadores, e podemos destacar o trabalho de Piaget nesse sentido. Debruçando-se na maneira como as crianças interagem com o mundo e o interpretam, Piaget elaborou uma

teoria que lança luz sobre a gênese do conhecimento humano.

As competências gerais que são avaliadas no Enem estão estruturadas com base nas competências descritas nas operações formais da teoria de Piaget, tais como: a capacidade de considerar todas as possibilidades para resolver um problema; a capacidade de formular hipóteses; de combinar todas as possibilidades e separar variáveis para testar influência de diferentes fatores; o uso do raciocínio hipotético-dedutivo, da interpretação, análise, comparação e argumentação, e a generalização dessas operações a diversos conteúdos.

BRASIL, Ministério da Educação. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002. p. 16.

Não há receita nem definição única ou universal para as competências, que são qualificações humanas amplas, múltiplas e que não se excluem entre si; ou para a relação e a distinção entre competências e habilidades. Por exemplo, os Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM) explicitam três conjuntos de competências: comunicar e representar; investigar e compreender; contextualizar social ou historicamente os conhecimentos. Por sua vez, de forma semelhante, mas não idêntica, o Enem aponta cinco competências gerais: dominar diferentes linguagens, desde idiomas até representações matemáticas e artísticas; compreender processos, sejam eles sociais, naturais, culturais ou tecnológicos; diagnosticar e enfrentar problemas reais; construir argumentações; e elaborar proposições solidárias. Tanto nos PCNEM como no Enem relacionam-se as competências a um número bem maior de habilidades.

Pode-se, de forma geral, conceber cada competência como um feixe ou uma articulação coerente de habilidades. Tomando-as nessa perspectiva, observa-se que a relação entre umas e outras não é de hierarquia. Também não se trata de gradação, o que implicaria considerar habilidade como uma competência menor. Trata-se mais exatamente de abrangência, o que significa ver habilidade como uma competência específica. Como metáfora, poder-se-ia comparar competências e habilidades com as mãos e os dedos: as primeiras só fazem sentido quando associadas às últimas.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 15.

Assim, considerando os PCNEM da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias, temos as três habilidades mencionadas que se abrem para as seguintes competências na disciplina Química.

Representação e comunicação

- Descrever as transformações químicas em linguagens discursivas.
- Compreender os códigos e símbolos próprios da Química atual.
- Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica da Química e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo.
- Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas.
- Identificar fontes de informação e formas de obter informações relevantes para o conhecimento da Química (livro, computador, jornais, manuais, etc.).

Investigação e compreensão

- Compreender e utilizar conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica).
- Compreender os fatos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-formal).
- Compreender dados quantitativos, estimativa e medidas, compreender relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional).
- Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química).
- Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes.
- Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes.
- Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.

Contextualização sociocultural

- Reconhecer aspectos químicos relevantes na interação individual e coletiva do ser humano com o ambiente.
- Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo, industrial e rural.

- Reconhecer as relações entre o desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos sociais, políticos e culturais.
- Reconhecer os limites éticos e morais que podem estar envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia.

O documento PCN+ da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias esmiúça essas competências elencadas anteriormente.

Matriz curricular de Química para o Enem

Desde sua implantação, os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) não trazem um currículo escolar em si. Como seu próprio nome enfatiza, esses documentos estabelecem as linhas mestras para que cada instituição escolar monte seu próprio currículo.

Ao se tratar da organização curricular tem-se a consciência de que a essência da organização escolar é, pois, contemplada. Por outro lado, um conjunto de questões emerge, uma vez que o currículo traz na sua construção o tratamento das dimensões histórico-social e epistemológica. A primeira afirma o valor histórico e social do conhecimento; a segunda impõe a necessidade de reconstruir os procedimentos envolvidos na produção dos conhecimentos.

Além disso, a política curricular deve ser entendida como expressão de uma política cultural, na medida em que seleciona conteúdos e práticas de uma dada cultura para serem trabalhados no interior da instituição escolar.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília, 2002. p. 7-8.

Não faz sentido falar em quantidade mínima ou máxima de conteúdo de Química a ser ensinado. Cada escola, cada classe, conforme suas peculiaridades, escolherá o caminho. No entanto, em 2008, o Instituto de Estudos Pedagógicos Anísio Teixeira (Inep), instituição governamental responsável pelo Enem, lançou matrizes curriculares com o objetivo de nortear estudantes, professores e gestores educacionais e prepará-los mais adequadamente para esse exame, considerando que o Enem passou a ser o único instrumento de avaliação para os processos de admissão em muitas universidades

públicas. A matriz curricular de Química está transcrita a seguir.

Transformações químicas

Evidências de transformações químicas. Interpretando transformações químicas. Sistemas gasosos: lei dos gases. Equação geral dos gases ideais, Princípio de Avogadro, conceito de molécula, massa molar, volume molar dos gases. Teoria cinética dos gases. Misturas gasosas. Modelo corpuscular da matéria. Modelo atômico de Dalton. Natureza elétrica da matéria: Modelo atômico de Thomson, Rutherford, Rutherford-Böhr. Átomos e sua estrutura. Número atômico, número de massa, isótopos, massa atômica. Elementos químicos e tabela periódica. Reações químicas.

Representação das transformações químicas

Fórmulas químicas. Balanceamento de equações químicas. Aspectos quantitativos das transformações químicas. Leis ponderais das reações químicas. Determinação de fórmulas químicas. Grandezas químicas: massa, volume, mol, massa molar, constante de Avogadro. Cálculos estequiométricos.

Materiais, suas propriedades e usos

Propriedades de materiais. Estados físicos de materiais. Mudanças de estado. Misturas: tipos e métodos de separação. Substâncias químicas: classificação e características gerais. Metais e ligas metálicas. Ferro, cobre e alumínio. Ligações metálicas. Substâncias iônicas: características e propriedades. Substâncias iônicas do grupo: cloreto, carbonato, nitrato e sulfato. Ligação iônica. Substâncias moleculares: características e propriedades. Substâncias moleculares: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , NH_3 , H_2O , HCl , CH_4 . Ligação covalente. Polaridade de moléculas. Forças intermoleculares. Relação entre estruturas, propriedade e aplicação das substâncias.

Água

Ocorrência e importância na vida animal e vegetal. Ligação, estrutura e propriedades. Sistemas em solução aquosa: soluções verdadeiras, soluções coloidais e suspensões. Solubilidade. Concentração das soluções. Aspectos qualitativos das propriedades coligativas das soluções. Ácidos, bases, sais e óxidos: definição, classificação, propriedades, formulação e nomenclatura. Conceitos de ácidos

e bases. Principais propriedades dos ácidos e bases: indicadores, condutibilidade elétrica, reação com metais, reação de neutralização.

Transformações químicas e energia

Transformações químicas e energia calorífica. Calor de reação. Entalpia. Equações termoquímicas. Lei de Hess. Transformações químicas e energia elétrica. Reação de oxirredução. Potenciais-padrão de redução. Pilha. Eletrólise. Leis de Faraday. Transformações nucleares. Conceitos fundamentais da radioatividade. Reações de fissão e fusão nuclear. Desintegração radioativa e radioisótopos.

Dinâmica das transformações químicas

Transformações químicas e velocidade. Velocidade de reação. Energia de ativação. Fatores que alteram a velocidade de reação: concentração, pressão, temperatura e catalisador.

Transformação química e equilíbrio

Caracterização do sistema em equilíbrio. Constante de equilíbrio. Produto iônico da água, equilíbrio ácido-base e pH. Solubilidade dos sais e hidrólise. Fatores que alteram o sistema em equilíbrio. Aplicação da velocidade e do equilíbrio químico no cotidiano.

Compostos de Carbono

Características gerais dos compostos orgânicos. Principais funções orgânicas. Estrutura e propriedades de hidrocarbonetos. Estrutura e propriedades de compostos orgânicos oxigenados. Fermentação. Estrutura e propriedades de compostos orgânicos nitrogenados. Macromoléculas naturais e sintéticas. Noções básicas sobre polímeros. Amido, glicogênio e celulose. Borracha natural e sintética. Polietileno, poliestireno, PVC, Teflon, náilon. Óleos e gorduras, sabões e detergentes sintéticos. Proteínas e enzimas.

Relações da Química com as tecnologias, a sociedade e o meio ambiente

Química no cotidiano. Química na agricultura e na saúde. Química nos alimentos. Química e ambiente. Aspectos científico-tecnológicos, socioeconômicos e ambientais associados à obtenção

ou produção de substâncias químicas. Indústria química: obtenção e utilização do cloro, hidróxido de sódio, ácido sulfúrico, amônia e ácido nítrico. Mineração e metalurgia. Poluição e tratamento de água. Poluição atmosférica. Contaminação e proteção do ambiente.

Energias químicas no cotidiano

Petróleo, gás natural e carvão. Madeira e hulha. Biomassa. Biocombustíveis. Impactos ambientais de combustíveis fósseis. Energia nuclear. Lixo atômico. Vantagens e desvantagens do uso de energia nuclear.

BRASIL, Ministério da Educação. *Matriz de referência para o Enem*. Brasília, 2009.

Nesta coleção, pretende-se que esses assuntos listados sejam tratados com a profundidade necessária para que o aluno desenvolva as habilidades e as competências especificadas na matriz de referência do Enem.

Estrutura da obra

A unidade

Os três volumes desta coleção estão divididos em unidades, que formam blocos didáticos agregando assuntos que guardam forte conexão entre si. O objetivo da unidade é alinhar conceitos que, apesar de estarem ancorados em tópicos anteriores, se amarram mutuamente, formando um corpo conceitual maior.

Cada capítulo

Os capítulos agrupados dentro de determinada unidade detalham os conceitos, enlaçando-os com aqueles previamente discutidos e preparando o fundamento para aportar conceitos futuros. A teoria é apresentada logo no início com ilustrações, diagramas e esquemas cuidadosamente escolhidos, de modo a ilustrar com clareza aquilo que é apresentado. A obra procura trazer cada assunto dentro de uma sequência didática, que permite simplificar sua apresentação e possibilitar uma construção de conceitos que saia do simples e atinja o complexo, sempre colocando exemplos ilustrativos. Ao longo do texto, há pequenos comentários e observações para esclarecer ou contextualizar melhor a discussão. São apresentados vários boxes que ilustram aplicações sociotecnológicas, descrevem substâncias relevantes do ponto de vista industrial ou do cotidiano, ou apresentam eventos históricos proeminentes, atrelados aos fenômenos

discutidos. Esses são ricas fontes de exemplos que podem servir de temas iniciais para o assunto que será tratado pelo professor.

A seguir são apresentadas as seções que compõem os capítulos.

Exercícios resolvidos

Nestes exercícios, aplicamos os conceitos teóricos em situações criativas e envolventes. Eles servem também para a ampliação dos conhecimentos.

Com vistas a permitir ao professor a opção de abordar ou não esses exercícios, sua resolução é feita detalhadamente e indica, de maneira clara, os conceitos e as unidades de grandeza envolvidos e os cálculos efetuados, para que o aluno compreenda cada passagem.

Em vários exercícios desta seção apresentamos mais de um modo de solução, a fim de evitar a mecanização pura e simples na resolução.

Fundamentando seus conhecimentos

Com o auxílio de fotografias, ilustrações e textos interessantes, são cobrados dos alunos os conteúdos teóricos fundamentais. Essa série de exercícios fornece ao educando um embasamento para enfrentar situações teóricas mais aprofundadas.

Desenvolvendo seus conhecimentos

Este conjunto de exercícios tem a finalidade de desenvolver os conhecimentos adquiridos pelos alunos na sequência teórica, a partir de questões selecionadas com grau de dificuldade intermediário.

Desafiando seus conhecimentos

A princípio, recomendamos que esta série de atividades seja resolvida pelos alunos, visando à obtenção de um aprofundamento teórico. No entanto, alguns desses exercícios podem ser utilizados pelo professor, em classe, para uma discussão mais detalhada ou para a introdução de conceitos paralelos.

Conexão

Somente podemos afirmar que um aluno entende de Química quando é capaz de refletir sobre o conhecimento, fazer relações relevantes, aprofundar sua leitura dos fatos cotidianos considerando as múltiplas abordagens trazidas pela ciência. Para o adolescente, essa aprendizagem significativa é fundamentada essencialmente na relação dialética que se constitui entre o conhecimento e o mundo, entre o saber escolar e seu dia a dia.

Para estabelecer mais claramente esse elo entre a sala de aula e o “mundo lá fora”, o tópico Conexão relaciona aplicações expressivas dos fatos químicos com diversos eixos temáticos, como trabalho, saúde, meio ambiente, cotidiano, cidadania, etc. Essa parte não deve ser vista como “perfumaria”, bastando apenas um breve comentário do professor. Na verdade, esse conteúdo é fonte fundamental de exemplos e deve ser incorporado à estrutura da aula. Fazendo isso, além de contextualizar o que é dito, o docente traz o aluno para junto de si, na medida em que o aproxima do saber e fazer químicos. Explorar esses pequenos textos faz o professor de Química mirar o universo do adolescente mostrando que essa ciência é poderosa para desvendar a realidade.

Atividade prática

Como qualquer ciência natural, a Química é eminentemente experimental, e sua estrutura teórica é construída com base em dados obtidos a partir de ensaios e testes. Então, a apresentação dos fenômenos e sua discussão a partir de atividades práticas é uma porta de entrada para o raciocínio envolvido nessa construção. Observar ou mesmo verificar fenômenos e usar modelos oriundos da Química para explicá-los são exercícios importantes que não devem ser subestimados pelo docente. Falar de indicadores é muito pouco comparado com o impacto cognitivo que causa quando mostramos um indicador e sua mudança de cor em diferentes meios. Assim, esse tipo de trabalho tem uma dimensão de aprendizagem que nunca é plenamente coberta apenas com aulas expositivas, nas quais os fenômenos são meramente descritos em um texto ou na fala do professor.

Para estimular sua aplicação, nessa seção são apresentados procedimentos relativamente simples, ou que necessitam de poucos recursos, pois a falta de reagentes ou equipamentos sofisticados não deve prejudicar o curso de Química. Buscou-se sempre propostas que possam ser realizadas com materiais de fácil acesso e que ofereçam baixos riscos. Quando pertinente, há indicações muito claras de cuidados que devem ser tomados naqueles experimentos que exijam reagentes perigosos em técnicas mais complexas.

Em escolas que não dispõem de espaços físicos específicos para a realização dessas práticas, o docente pode adaptá-las como atividades demonstrativas. Quando o professor julgar conveniente e não

houver riscos, pode pedir ao aluno que as realize em casa, trazendo os resultados para serem discutidos em grupo, na sala de aula.

Leia, analise e responda

A autonomia intelectual deve ser um dos objetivos últimos da prática docente, já que aprender a aprender é uma das qualidades mais almejadas na sociedade. Entretanto, esse estágio é fruto de um trabalho metódico e minucioso e deve fazer parte da rotina da sala de aula. Assim, a intenção dessa seção é munir o professor de textos que permitam criar essas oportunidades. São textos curtos, que também enfatizam o caráter interdisciplinar do conhecimento, na medida em que muitos deles tratam de temas limítrofes, tocando distintas áreas do conhecimento, como Química e Biologia, ou Química e Física, estabelecendo diálogos entre diferentes disciplinas. Após cada texto, há questões de verificação que permitem ao aluno desenvolver habilidades como localizar informações, fazer comparações, estabelecer relações, construir argumentações, entre outras, e também refletir sobre aquilo que foi lido, aprofundando sua compreensão e ampliando seu repertório.

Como sugestão de aplicação, o professor, sem nenhuma explicação prévia, pode pedir que cada aluno leia o texto e responda às questões em seguida. Como o foco é treinar a independência discente, o professor deve ocupar um papel secundário, pois as respostas devem ser buscadas apenas pelos alunos, com a mínima intervenção do profissional. Em textos mais exigentes, pode-se desenvolver esse trabalho em grupos.

Complemento

Com o intuito de ampliar os assuntos tratados em algumas unidades, a seção apresenta conceitos complementares aos trabalhados ao longo dos capítulos anteriores, trazendo teorias e exercícios que possibilitarão aos estudantes aprofundar seus conhecimentos em Química.

Saiba mais

Para incentivar a curiosidade dos estudantes, os boxes Saiba mais apresentam sugestões de sites, livros, artigos, filmes, etc., que poderão auxiliar na compreensão de diversos conteúdos estudados ao longo desta coleção.

Explore seu mundo

Os estudantes são também convidados a vivências práticas individuais nos boxes Explore seu mundo. Trata-se de um conjunto de atividades de investigação de realização muito simples, em que o estudante encontra o objeto de estudo em circunstâncias cotidianas, em geral fora do ambiente escolar, e cujas respostas são imediatas. O objetivo dessas atividades é fazer com que o estudante reconheça as estruturas e os processos da Química em contextos não escolares.



Questões pouco convencionais que levam os estudantes a pensar sobre os temas em estudo de uma maneira diferente, colaborando tanto para a compreensão dos conceitos quanto para observação do mundo e dos fenômenos sob outras perspectivas.

Sugestões de atividades pedagógicas

Alcançar o letramento científico e desenvolver o senso ético é o alvo final do processo educacional trilhado pela disciplina de Química. Impõem-se, portanto, algumas questões: Como a aula criará as condições pedagógicas adequadas? Quais atividades podem ser propostas para desenvolver as habilidades e competências cognitivas dos jovens? Nesse ponto, vale a pena reforçar que apenas aulas expositivas não são suficientes. A mera apresentação de um tema, com o professor falando diante dos alunos, por mais interessante ou pertinente que seja, não permite criar um ambiente que desenvolva as diversas competências. O aluno precisa ser chamado a participar do processo didático e ele, auxiliado pelo professor, é quem deve ser o principal ator das situações de aprendizado. O professor, cada vez mais, deve ocupar o papel de mediador, e não mais de mero transmissor de informações. Mediador entre o aluno e a Química, entre o aluno e o seu próprio processo de ensino-aprendizagem. Torna-se indispensável desenvolver uma atitude mais ativa do aluno, para que ele chegue a uma autonomia intelectual que permita sua completa inserção em uma sociedade carente de autonomia.

Assim, é dada a seguir uma série de sugestões de atividades que podem ser aplicadas em qualquer um dos capítulos do livro, a critério do professor.

Importante ressaltar que elas foram pensadas de modo a exigir a participação do aluno; portanto, o professor não deve encaminhar o raciocínio do educando na primeira dificuldade. Esse protagonismo do estudante só se concretiza quando o jovem busca por si a resposta, sem a necessidade de intermediação constante. Haverá muitos desacertos, muitas incorreções, mas que se constituem no fundamento da construção de uma atitude autônoma. Evidentemente, essas ideias absolutamente não esgotam as possibilidades de atividades em sala. Elas são apenas o início da conversa.

Seminários

Provavelmente essa prática é uma das melhores oportunidades para o aluno desenvolver sua comunicação oral. O seminário tanto pode ser individual como em grupo, ter 10 minutos ou durar toda a aula, então é importante o professor explicitar como deseja que o seminário seja encaminhado. Fazer uma orientação por escrito para o aluno ajuda-o na montagem de uma atividade que não pode ser considerada trivial, no sentido de que muitas vezes ele não conhece com clareza as características de um seminário. Veja algumas sugestões.

- Os jovens podem fazer um ou dois cartazes com tópicos sucintos que trazem a essência do tema. Se necessário, colocar alguma figura com legenda que seja fundamental para o entendimento dos colegas. Pode ser usada a lousa para fazer o resumo, mas cuide para que isso não diminua o tempo de apresentação.
- O seminário pode ocupar apenas uma parte da aula. O professor poderá usar o restante do tempo para elaborar perguntas para o grupo, de modo a verificar se o assunto foi adequadamente abordado, ou para esclarecer as possíveis dúvidas.
- O conteúdo dado no seminário pode ser exigido em avaliações; assim se consegue uma participação mais ativa dos alunos, evitando que a atenção da classe se perca com facilidade.
- O tema do seminário pode ser a complementação de um capítulo do livro. Por exemplo, após a classe estudar decaimento radioativo e fissão nuclear, o professor pode propor um seminário sobre bomba atômica, usina nuclear ou acidentes nucleares. Os textos das seções Conexão e Leia, analise e responda presentes nesta coleção constituem fontes importantes de sugestões de assuntos.

Aprendendo por si

A autonomia certamente é uma das maiores qualidades que buscamos desenvolver em nossos alunos. Desde a Educação Infantil até o Ensino Superior, a pessoa gradativamente diminui sua dependência da figura do professor e adquire cada vez mais confiança para aprender por si mesma. Aliás, o autodidatismo é uma das características mais importantes para um bom desempenho no mundo do trabalho, tanto que proatividade se tornou jargão obrigatório para descrever as qualidades de um futuro colaborador de uma organização. Porém, aprender por si também exige treinamento, e o professor pode criar situações pedagógicas que propiciem o desenvolvimento dessa capacidade.

O professor seleciona um trecho de um capítulo do livro cujo assunto seja o mais próximo possível da realidade do aluno. Temas muito abstratos ou com raciocínio que se distancia demais do cotidiano são complexos e desencorajam o aluno. Alguns tópicos de atomística ou de equilíbrio químico exigem elaboração maior e níveis mais sofisticados de cognição, assim, necessitam de um tratamento mediado pelo professor. Entretanto, temas como soluções ou separação de misturas, por exemplo, permitem que o aluno realize as tarefas com autonomia. A seção Leia, analise e responda, presente em diversos capítulos, foi elaborada para cumprir esse papel.

Após a escolha do trecho do livro, o professor, em aula, pede aos alunos que leiam o texto teórico e imediatamente respondam às questões associadas, sem explicação prévia. Ou seja, o aluno fará os exercícios embasado apenas naquilo que leu e no seu repertório de conhecimento. Resolver a atividade em aula evita interferências de outros adultos, como os pais, caso seja feita em casa.

No início, os estudantes farão perguntas toda vez que se depararem com alguma parte mais trabalhosa, pedindo ao professor que os ajude. Contudo, o objetivo dessa atividade é justamente subtrair esse papel do professor, que deve insistir para que os alunos façam o exercício por conta própria. Realizar a atividade em duplas nas primeiras vezes pode diminuir a ansiedade dos alunos.

Preparação de questionários

Essa sugestão de atividade caminha lado a lado com a anterior, já que também tem como objetivo final a autonomia intelectual, exigindo que o estudante domine competências para uma leitura mais significativa.

O professor seleciona um trecho do livro cujo tema não seja muito complexo em um primeiro contato. A seção Conexão presente nesta coleção fornece ótimos subsídios textuais para esse tipo de atividade. Sem dar explicações anteriores, o professor pede aos alunos que leiam o texto e elaborem questões sobre ele com as respectivas respostas. Evidente que há o risco de o aluno criar perguntas muito superficiais ou óbvias demais. O professor pode solicitar, então, que determinada questão trate de tal aspecto do texto, ou ainda, se o tema escolhido tiver um tratamento matemático, fornecer um resultado numérico, e pedir ao aluno que monte um enunciado cuja resolução atinja o valor proposto.

Preparação de procedimentos de atividades práticas

O livro apresenta muitas atividades práticas para serem desenvolvidas, mas não foi feita uma apresentação exaustiva de tudo que poderia ser proposto para tratar experimentalmente determinados fenômenos.

O professor pode selecionar um fenômeno químico que poderia ser trabalhado como uma atividade prática, levando em consideração material, reagentes, equipamentos disponíveis e, principalmente, os riscos envolvidos, propondo aos alunos que descrevam um procedimento que permita verificar experimentalmente aquele fenômeno. Após o professor examinar sua viabilidade, os alunos executam o experimento, sempre tendo em vista a segurança na seleção de reagentes e técnicas laboratoriais.

Como exemplo, pode-se pedir aos alunos que elaborem um roteiro que permita comparar o desempenho de sabões e detergentes na limpeza de tecidos em diversas condições de lavagem (água fria ou quente, alto ou baixo teor de íons cálcio, meio neutro, ácido ou alcalino, etc.). Ou ainda estudar as cores assumidas por pigmentos vegetais (extrato de flores, como rosa vermelha, ou extrato de frutas, como morango ou uva) em condições variadas de pH (desde soluções fortemente ácidas até soluções fortemente alcalinas). Uma pesquisa mais atenta em livros de Química desenrola um universo rico de fenômenos que podem ser tratados na prática.

Elaboração de resumos

A operação cognitiva de resumir será exigida dos jovens em diversas oportunidades, seja na leitura de

um jornal, descrevendo um filme ou uma peça de teatro para um amigo, seja elaborando um relatório de atividade em seu trabalho. Contudo, esse saber exige a capacidade de uma leitura profunda e relevante, pois o aluno deve ser capaz de localizar a intenção do autor e os objetivos ocultos no texto sabendo selecionar as informações importantes, separando-as das irrelevantes.

Essa capacidade pode ser desenvolvida em diversas oportunidades. O docente pode pedir a seus alunos que entreguem, no final de cada capítulo, um resumo dos conceitos, ou que façam um fichamento de um trecho do livro. Também é possível integrar essa prática com a atividade Aprendendo por si, na qual o aluno deverá, após a leitura do texto, elaborar um resumo e responder às questões associadas.

Importante ressaltar que o ato de resumir não é tão trivial assim. Os estudantes mostram dificuldades sistemáticas, já que primeiro é necessário entender sem superficialidade o que se lê, depois é preciso hierarquizar as ideias, para finalmente resumir o texto ressaltando os pontos relevantes. Muitos jovens creem que basta grifar frases em um texto e agrupá-las em um novo trecho sem elaboração maior. No início, o professor precisará explicar em que consiste um resumo e até conduzir o processo para exemplificar, senão a atividade se reduzirá a apenas destacar frases soltas do livro.

Pesquisa

Esse tipo de trabalho pedagógico teve sua aplicação tão desvirtuada dentro da sala de aula que alguns professores torcem o nariz só em sua menção. Fazer uma pesquisa, em muitos casos, virou sinônimo de “trabalhinho simples que vai garantir nota”. Isso aconteceu porque foi criado um falso entendimento de que pesquisar é apenas selecionar e copiar trechos de livros. Com a massificação da Internet, o trabalho de pesquisa foi relegado a uma atividade pedagógica de nível inferior, já que, em muitos casos, basta o aluno digitar o tema da pesquisa em algum *site* de busca e copiar/colar os textos encontrados. Nesse caso, nem o trabalho de transcrever é necessário! Porém esse tipo de atitude pode refletir uma falta de orientação do professor, ou uma ausência de posicionamento do docente sobre o ato de pesquisar, verbo que é muito mais complexo do que copiar. Porém, na maior parte das vezes, o insucesso desse trabalho recai na escolha inadequada do tema da pesquisa.

A chave de um trabalho satisfatório de pesquisa se inicia pela escolha do tema que será desenvolvido. Uma orientação bem-feita do professor não garante o sucesso da atividade se o assunto permitir que o estudante apenas corte/cole trechos de um *site* ou livro. O tema deve exigir uma tomada de posicionamento do aluno, uma opinião perante um dilema, uma sugestão de ação, coisas que não podem simplesmente ser copiadas.

Por exemplo, o tema o início da Química Orgânica é meramente informativo e abre espaço para que o jovem transforme pesquisa em cópia. Mas o professor pode detalhá-lo de modo a exigir uma opinião final, por exemplo: Usando o caso do experimento da síntese da ureia por Wöhler, discuta como o fato de um cientista ser renomado interfere na aceitação de um fato experimental. Note como essa sugestão modificou o caráter da pesquisa. Agora o aluno deverá saber quem foi Wöhler, o que ele fez, como essa ação impactou na Química e como os cientistas reagiram a isso. Durante essa busca, o aluno encontrará o nome de Berzelius e sua teoria da força vital e notará que, mesmo sendo um químico de renome, as ideias de Wöhler não foram imediatamente derrubadas. Assim, não basta o aluno digitar o tema em um buscador da Internet. Além de exigir um levantamento das informações para se inteirar do fato histórico, a leitura delas deverá ser cuidadosa e significativa.

A seção Conexão, presente em diversos capítulos, é fonte importante de temas. Todavia, como foi discutido, se o professor quer um trabalho de pesquisa que não se torne mero processo de compilação, ele deve ter o cuidado de elaborar um tema que exija reflexão. Isso aproxima o trabalho escolar do método científico, pois um cientista não elabora uma pesquisa de fontes bibliográficas apenas recortando trechos de artigos científicos, já que para ele há uma pergunta a ser respondida, uma opinião a ser emitida, e a função da pesquisa é levantar informações que possibilitem esse fim.

Debate

Saber construir e defender uma ideia é uma qualidade importante, e o professor pode participar do desenvolvimento dela. Uma das competências de redação do Enem está reproduzida abaixo.

Selecionar, relacionar, organizar e interpretar informações, fatos, opiniões e argumentos em defesa de um ponto de vista.

BRASIL, Ministério da Educação. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002.

Mesmo integrando outra disciplina, essa competência é fundamental em todas as áreas do conhecimento e certamente pode ser concretizada pela realização de um debate. Argumentar é uma operação cognitiva sofisticada, na medida em que mobiliza muitas ações internas. Não é possível tecer uma opinião razoável sem conhecer os dois lados da questão, sem vislumbrar a complexidade do tema. Não basta “ouvir falar”, para argumentar é necessária uma imersão no problema para conhecer os pontos fortes e fracos de cada posicionamento. E o debate cria um ambiente pedagógico ideal para lapidar essa habilidade.

A escolha do assunto é o centro do processo, porque o envolvimento do aluno dependerá do que será debatido. Há temas controversos, que criam polaridades imediatamente, e a Química é fértil para gerar esse tipo de tema. Sendo uma ciência de grande aplicação prática, ela é tão presente em nosso dia a dia que seus produtos tecnológicos sempre geraram polêmicas. O uso de agroquímicos, por exemplo. O professor pode dividir a classe em dois grupos de alunos; um deles vai defender o uso de agroquímicos, e outro, seu banimento. Contudo, o estudante precisa **construir** sua argumentação com base em fatos, caso contrário, o debate se limita ao “achismo”. Dessa maneira, um trabalho de pesquisa prévio é imprescindível. O professor precisará combinar as regras do debate, como tempo de pergunta e de resposta, se haverá réplica e tréplica, se alguns alunos serão os juízes, de modo a escolher o grupo que melhor defendeu seu ponto de vista, etc. Provavelmente muitos alunos se sentirão desconfortáveis em defender ou atacar determinado tema, mostrando que tomar decisões ou defender posições nos tira da zona de conforto. Talvez, no final, muitos percebam que apenas o sim ou o não, sem uma reflexão cuidadosa sobre o assunto, podem ser escolhas perigosas. Há muitas lições que podem ser retiradas de um debate, e a sensibilidade do professor será importante para destacá-las.

Sendo o tema parte significativa do sucesso de um debate, esta coleção de Química apresenta muitas sugestões. Questões ambientais são, via de regra, aquelas que melhor se encaixam nesse tipo de atividade, pois, além de estarem na mídia com frequência e gerarem muitas opiniões, afetam diretamente nossas escolhas como consumidores e cidadãos. Igualmente, o debate é uma boa oportunidade de agregar saberes de outras disciplinas, como Biologia, Geografia, História, Sociologia, Física, Filosofia, tornando-o uma atividade interdisciplinar produtiva.

Integração na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Os Parâmetros Curriculares Nacionais e os documentos oficiais que os dimensionam dão ênfase a que o ensino não se feche em disciplinas, mas que amplie o universo do estudante, mostrando que o conhecimento humano transcende essa divisão artificial definida apenas para facilitar o trabalho humano de decifrar a natureza. A escola deve ser capaz de revelar que o conhecimento não é intrinsecamente fragmentado, permitindo que o aluno transite por ele com naturalidade, sem se prender a rótulo ou tropeçar em limites muitas vezes discutíveis.

Ainda que as disciplinas não sejam sacrários imutáveis do saber, não haveria qualquer interesse em redefini-las ou fundi-las para objetivos educacionais. É preciso reconhecer o caráter disciplinar do conhecimento e, ao mesmo tempo, orientar e organizar o aprendizado, de forma que cada disciplina, na especificidade de seu ensino, possa desenvolver competências gerais. Há nisso uma contradição aparente, que é preciso discutir, pois específico e geral são adjetivos que se contrapõem, dando a impressão de que o ensino de cada disciplina não possa servir aos objetivos gerais da educação pretendida.

Em determinados aspectos, a superação dessa contradição se dá em termos de temas, chamados de transversais, cujo tratamento transita por múltiplas disciplinas; no entanto, nem todos os objetivos formativos podem ser traduzidos em temas. A forma mais direta e natural de se convocarem temáticas interdisciplinares é simplesmente examinar o objeto de estudo disciplinar em seu contexto real, não fora dele. Por exemplo, sucata industrial ou detrito orgânico doméstico, acumulados junto de um manancial, não constituem apenas uma questão biológica, física, química; tampouco é apenas sociológica, ambiental, cultural, ou então só ética e estética – abarcam tudo isso e mais que isso.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília, 2002. p. 14.

Esses temas para o trabalho escolar podem surgir por várias motivações, sem que tenham sido necessariamente planejadas no início do ano. Um debate pode surgir de um estudo de campo feito pelos alunos, de um fato que repercutiu na mídia, de uma demanda da comunidade.

Os temas que envolvem o ambiente se fazem muito presentes no cotidiano dos alunos, principalmente com a percepção cada vez maior de que estamos usando nossos recursos naturais mais rapidamente do que sua capacidade de reposição; preocupações dessa natureza estão se tornando pauta de discussões de muitos grupos da sociedade.

A sensibilidade da equipe de professores será importante na escolha de temas que facilitem o engajamento dos estudantes, permitindo um múltiplo olhar e que mostrem seus objetivos com facilidade. A cana-de-açúcar, por exemplo, emerge como tema relevante em uma comunidade cujos pais trabalham em atividades agrícolas ligadas a esse cultivo. O próprio cotidiano do aluno pode se transformar em um grande tema de trabalho. Condições de plantio, situação dos boias-frias, tipos de cultivo, produtos provenientes desse cultivo, cada um desses assuntos necessita de várias abordagens: química, biológica, geográfica, histórica, etc.

Nas seções Conexão e Leia, analise e responda há muitos assuntos que podem ser expandidos e abordados com temas transversais. O texto-base para esse tipo de trabalho pode, inclusive, ser retirado de uma dessas seções. Conforme a abordagem, é possível estabelecer diálogos entre diferentes partes do livro, e entre essas partes com outras disciplinas. Trabalhos que agregam saberes ajudam a amplificar a percepção de mundo do estudante, mostrando que, isolada, nenhuma área do conhecimento é capaz de fornecer uma compreensão profunda de qualquer tipo de problema, muito menos fornecer respostas plenamente exequíveis. A natureza possui uma complexidade intrínseca que exige abordagens múltiplas. A divisão em disciplinas faz sentido apenas em termos pedagógicos, pois o conhecimento é construído por meio da composição de diferentes olhares.

Atividades práticas

Dentro do imaginário coletivo, a Química está indissociada do trabalho experimental, posto que a imagem de um laboratório imediatamente remete às atividades químicas. Objetos como erlenmeyers e tubos de ensaio vincularam-se tão fortemente a essa ciência que parecem sinônimos. Essa forte correlação sempre nos lembra que a Química surgiu da experimentação, todavia não apenas dela, mas também da aplicação de uma metodologia que extrai respostas da natureza pela observação sistemática de seus fenômenos. Hoje, evidentemente, esse vín-

culo entre a atividade experimental e o fazer químico adquiriu outro caráter. Já se concebe uma Química teórica que prescinde do laboratório, apesar de exigir dados experimentais para seu embasamento ou sua corroboração. Entretanto, dentro do ensino formal, a atividade experimental merece especial atenção, traduzindo-se no estímulo dado às

atividades teórico-práticas amparadas em laboratórios de ciências, matemática e outros que apoiem processos de aprendizagem nas diferentes áreas do conhecimento.

BRASIL, Ministério da Educação. *Ensino Médio Inovador*. Brasília, 2009.

Assim, os raciocínios, as habilidades e as competências que se procuram desenvolver no curso de Química têm uma ancoragem muito maior na estrutura cognitiva do aluno quando a experimentação está presente. Todavia, deve ficar claro aqui que a experimentação na escola média tem função pedagógica, diferentemente da experiência conduzida pelo cientista.

A experimentação formal em laboratórios didáticos, por si só, não soluciona o problema de ensino-aprendizagem em Química. Qualquer que seja a atividade a ser desenvolvida, deve-se ter clara a necessidade de períodos pré e pós-atividade, visando à construção dos conceitos. Dessa forma, não se desvinculam “teoria” e “laboratório”.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN — *Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio*. Brasília, 1999. p. 36.

A atividade prática deve estar diretamente ligada à aula expositiva, e não servir apenas de mera recreação. Certamente, o aluno ficará impressionado ao ver uma fita de magnésio queimando, mas isso não resultará em nenhum eco se não fizer parte de um contexto, de um processo pedagógico.

Há diferentes modos de realizar um trabalho experimental, seja como práticas de laboratório, demonstrações em sala de aula, seja como estudos do meio. Sua escolha depende de objetivos específicos do problema em estudo, das competências que se quer desenvolver e dos recursos materiais disponíveis.

Qualquer que seja o tipo, essas atividades devem possibilitar o exercício da observação, da formulação de indagações e estratégias para respondê-las, como a seleção de materiais, instrumentos e procedimentos adequados, da escolha do espaço físico e das condições de trabalho seguras, da análise e sistematização de dados.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 108.

Esta coleção contém sugestões de atividades práticas em diferentes momentos de apresentação da teoria. É importante que o professor não se sinta intimidado diante delas. Mesmo com pouco ou nenhum recurso específico de laboratório, como vidrarias ou reagentes de alto grau de pureza, é possível desenvolver várias delas com materiais facilmente encontrados no dia a dia. Vale lembrar que materiais de limpeza e alimentos são fontes acessíveis de inúmeras substâncias químicas, e as atividades foram planejadas tendo isso em conta.

Importante ressaltar que o professor deve executar a atividade por si mesmo antes de aplicá-la em sala de aula, por mais simples que possa parecer. Todas as atividades propostas nesta coleção foram previamente testadas, mas é possível que sob circunstâncias distintas das que o professor pode encontrar em sua sala de aula. Por isso, podem surgir problemas inesperados que, durante uma aula, inviabilizam sua execução com os alunos. Testar qualquer experiência é o primeiro item de um professor prudente. Até mesmo uma atividade exaustivamente testada é suscetível a falhas. A execução prévia também permite que o professor dimensione melhor a aula, já que é necessário se certificar de que seu trabalho se encaixa no tempo previsto. Além disso, transpor uma atividade feita em pequenos grupos para uma demonstração exige adequação das quantidades e da maneira de apresentação, uma vez que o fenômeno deve ser observado por todos: é mais simples realizar uma atividade em um tubo de ensaio para um pequeno grupo de alunos do que apresentá-la perante uma classe de 40 alunos. Por fim, e não menos importante, a segurança. Apesar de as atividades descritas no livro evitarem o uso de reagentes muito tóxicos, corrosivos ou ambientalmente perigosos, o professor deve estar certo de que a execução da atividade oferece riscos mínimos. Usar sempre equipamentos de proteção individual (EPIs), como avental, luvas e óculos de segurança, e ponderar sobre a maturidade daquela turma para a execução de determinado experimento diminuem as probabilidades de ocorrerem problemas.

Tecnologias da informação

O uso da internet se espalhou de tal maneira que, apesar de ainda haver muitos jovens brasileiros sem acesso a ela, seu uso está em franco processo de massificação e, em um futuro próximo, possuir conta de

e-mail poderá ser tão natural quanto fornecer o endereço residencial. Assim como a televisão causou forte impacto na disseminação de informações na sociedade, a internet provocou outra revolução provavelmente mais profunda quanto ao acesso e à produção de conhecimento. Entre os jovens que possuem computador e usam a Internet com frequência, os atos de consultar enciclopédias ou dicionários em papel, comprar CDs e até alugar filmes em DVD se tornam obsoletos rapidamente. E essa súbita mudança de hábitos impacta direta ou indiretamente na vida escolar. Em muitas instituições, o professor se vê obrigado a entender e a usar a internet para não correr o risco de ficar desatualizado em sua atividade docente.

O uso do computador não é um mero modismo, pois ele alterou concretamente o ensino; a busca e a articulação de informações atingiram outro patamar de sofisticação. É claro que a confiabilidade das fontes de informações deve ser objeto de atenção do professor, mas não é possível fingir que a internet e o uso de recursos eletrônicos são simples “perfumaria”: eles são ganhos, pois facilitaram muitos processos didáticos. Todavia, esses novos recursos não podem ser encarados como a tecnologia que finalmente irá transformar de tal maneira o processo ensino-aprendizagem que o professor será mero figurante. Muitos estudos mostram que o computador não melhora nem piora os atributos de uma aula, a tecnologia é apenas contexto e instrumento, pois a qualidade do ensino emana invariavelmente da figura docente, que é o responsável por integrar estratégias, por organizar o raciocínio, por selecionar o assunto, por buscar pertinências, enfim, por dar alma para a sala de aula. O ensino a distância (EAD), por exemplo, só se mostra eficaz quando o estudante já possui autonomia intelectual e maturidade suficientes, e essas qualidades são inicialmente construídas dentro do ambiente escolar. Assim, o computador deve ser visto apenas como ferramenta de ensino, muito poderosa quando bem usada; porém não deixa de ser uma ferramenta que necessita da mão do mestre para que suas qualidades apareçam.¹

Por seu caráter abstrato, aprender Química pode ser penoso para o aluno que tem dificuldade em visualizar átomos e moléculas na busca de modelos que expliquem fenômenos naturais, ou para um professor que precise explicá-los. Nesses casos, há um conjunto de programas de computador para o ensino de Química disponível (no mercado e na rede) que permitem

¹ FERREIRA, V. F. As tecnologias interativas no ensino. *Química Nova*, v. 21, n. 2, p. 780-786, 1998.

simulações de processos microscópicos, cuja aplicação aos alunos deve ser avaliada pelo professor, levando em consideração a qualidade do programa, das informações fornecidas, o enfoque pedagógico, a adequação ao desenvolvimento cognitivo do aluno e a linguagem.

Esse recurso também pode ser usado pelo professor ou pelo aluno para a criação de seus próprios materiais: na redação de textos, simulação de experimentos, construção de tabelas e gráficos, representação de modelos de moléculas. É também um meio ágil de comunicação entre o professor e os alunos, possibilitando, por exemplo, a troca de informações na resolução de exercícios, na discussão de um problema, ou na elaboração de relatórios.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias.* Brasília, 2002. p. 109.

Entretanto, para que o uso desse recurso tenha valor pedagógico, antes de oferecê-lo ao aluno, o professor deve manipulá-lo intensivamente, até dominar bem os seus comandos, conhecer suas etapas e principais características. Perceber que o professor sabe pouco da ferramenta que vai usar é desestimulante e desqualifica a aula. Sobre alguns temas, há muitos programas gratuitos disponíveis na internet (tabelas periódicas virtuais e simuladores de moléculas, por exemplo), e o professor só conseguirá fazer uma escolha que permita atingir seus objetivos didáticos após usá-los, pois as qualidades e os defeitos de cada um diferem grandemente. Elaborar um roteiro também é muito importante. Simplesmente colocar o aluno na frente do computador e deixá-lo mexer no programa não significa que houve aprendizagem, pois para o jovem não estarão claras as metas pretendidas pelo professor. Será apenas uma brincadeira com um programa novo, que rapidamente deixará de ser interessante. A ação do estudante deve ser direcionada por um planejamento de trabalho. Após uma breve explanação dos principais comandos, o professor pode aguçar a atenção do aluno propondo um desafio, ao qual só é possível responder com o programa. No final, é necessário certificar-se de que os objetivos foram alcançados fazendo algum tipo de verificação, como um questionário que pode ser respondido no próprio computador, por exemplo.

Muitas universidades públicas possuem grupos de ensino de Química que têm *sites* próprios com sugestões de programas, muitos deles gratuitos. O professor precisa acentuar sua curiosidade e ter

paciência para lidar com essa nova ferramenta, mas ela certamente renderá boas surpresas que culminarão em ambientes frutíferos de aprendizagem.

Avaliação

As provas são a forma mais simples de exemplificar o ato de avaliar e, muitas vezes, a prática pedagógica corrente para avaliar se resume em aplicar, em média, duas provas escritas por bimestre e fazer uma média delas para atribuir nota ao aluno. Contudo, reduzir a avaliação à mera aplicação de provas diminui as possibilidades embutidas na ideia de avaliar o aluno e todo o processo ensino-aprendizagem.

Por que avaliar? A nota deveria ser um reflexo da evolução do processo acadêmico de cada aluno, um instantâneo de como o estudante se encontra na estruturação do conhecimento. O processo de ensino-aprendizagem não é linear e tem duas características importantes: ocorre de modo contínuo, com a participação de elementos de dentro e de fora da sala de aula; e é fundamentado no conhecimento do estudante, elaborado por meio de um confronto permanente entre aquilo que o aluno já sabe (adquirido em sua experiência cotidiana) e aquilo que seu professor apresenta. A avaliação, portanto, deve refletir essa complexidade.

A intenção não é, evidentemente, diminuir a importância da prova escrita: ela é uma ferramenta importante como instrumento de avaliação, mas não deve ser a única. Seminários, atividades experimentais, trabalhos de campo, pesquisas, relatórios: qualquer produto do processo acadêmico é uma fonte preciosa de informações que ajudam a construir a avaliação (veja sugestões de atividades no item Sugestões de atividades pedagógicas).

Igualmente importantes são as autoavaliações, em que os estudantes têm a oportunidade não apenas de reconhecer e manifestar suas próprias dificuldades, como de compreender a necessidade das avaliações no ensino e em outras atividades da vida no trabalho ou social.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias.* Brasília, 2002.

Além da diversidade de instrumentos para compor um quadro mais fidedigno do caminhar do aluno, a avaliação deve ser um reflexo do curso de Química, da aula preparada pelo professor, e deve ser coerente com a linha pedagógica sugerida.

A sintonia entre a profundidade da aula e a exigência nas avaliações deve ser total, pois é injusto com o aluno exigir mais em uma prova do que aquilo que foi dado em sala. O contrário também é nocivo, avaliações muito mais simples do que foi tratado em aula desqualificam o trabalho docente.

Na verdade, o grande parâmetro para elaboração de uma boa avaliação é a própria aula, que deve deixar claro para o aluno qual é o objetivo do professor, aonde ele quer chegar e qual o nível de profundidade que se quer atingir. Se o trabalho educacional é eminentemente político, na sala de aula se estabelecem os laços que criam a disposição para o aprender, e a confiança do estudante no professor é o vínculo fundamental. O rompimento desse contrato coloca todo o curso em questão e impede o ensino, já que indispõe o aluno com o professor. A qualidade de uma aula, enquanto construção pedagógica, está em segundo plano quando se considera que todo o processo de ensino-aprendizagem se inicia na disposição que o aluno tem para aprender e que esse sentimento é ancorado em relações saudáveis entre o educador e o educando. Avaliações incompatíveis com o restante do projeto pedagógico adotado deterioram rapidamente essas relações e maculam o clima da sala de aula.

O processo de avaliação também deve ser visto como estratégia de ensino, de promoção do aprendizado.

A avaliação pode assumir um caráter eminentemente formativo, favorecedor do progresso pessoal e da autonomia do aluno, integrada ao processo ensino-aprendizagem, para permitir ao aluno consciência de seu próprio caminhar em relação ao conhecimento e permitir ao professor controlar e melhorar a sua prática pedagógica.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio. Brasília, 1999.

Muito mais do que gerar um conceito no final do bimestre ou trimestre, a avaliação tem a função de corrigir a rota e nortear o replanejamento do ensino. Se os instrumentos utilizados são condizentes com o trabalho em sala de aula, mas os alunos apresentam um desempenho aquém do esperado, cabe ao professor localizar os problemas e elaborar soluções. Apresentações escritas e orais feitas pelos alunos dão subsídios para que o professor mapeie conceitos malformados, possíveis lacunas, desvios de entendimento, interpretações incorretas. Uma avaliação pode ser um divisor de águas, uma vez que o professor pode perceber que está seguindo por um caminho inadequado para aquele grupo e modificar a estrutura de suas aulas futuras.

De comum acordo com o ensino desenvolvido, a avaliação deve dar informação sobre o conhecimento e compreensão de conceitos e procedimentos; a capacidade para aplicar conhecimentos na resolução de problemas do cotidiano; a capacidade para utilizar as linguagens das Ciências, da Matemática e suas Tecnologias para comunicar ideias; e as habilidades de pensamento como analisar, generalizar, inferir.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio. Brasília, 1999.

Bibliografia

BRASIL. Ministério da Educação. *Ensino Médio inovador*. Brasília, 2009.

_____. *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, Lei n. 9.394, de 20 de dezembro de 1996.

_____. *Matriz de referência para o Enem*. Brasília, 2009.

_____. *Ocem — Orientações curriculares para o Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2006.

_____. PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio. Brasília, 1999.

_____. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. *Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002.

_____. *Reestruturação e expansão do Ensino Médio no Brasil*. Brasília, 2008.

_____. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002.

FERREIRA, V. F. As tecnologias interativas no ensino. *Química Nova*, v. 21, n. 2, p. 780-786, 1998.

GIORDAM, M. O papel da experimentação no ensino de Ciências. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 43-49, 1999.

GUIMARÃES, C. C. Experimentação no ensino de Química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa. *Química Nova na Escola*, v. 31, n. 3, p. 198-202, 2009.

PAULA, H. F.; LIMA, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

SANTOS, W. L. P. Educação científica na perspectiva de letramento como prática social: funções, princípios e desafios. *Revista Brasileira de Educação*, v. 12, n. 36, p. 474-550, 2007.

_____. Letramento em Química, educação planetária e inclusão social. *Química Nova*, São Paulo, v. 29, n. 3, p. 611-620, maio-jun. 2006.

_____; SCHNETZLER, R. P. Função social: o que significa ensino de Química para formar o cidadão? *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 28-34, 1996.

Orientações por unidade

Unidade 1 – Química em nossa vida	21
Capítulo 1 – A Química e o nosso mundo	21
Capítulo 2 – Como pensam os cientistas?.....	25
Capítulo 3 – Grandezas e medidas.....	28
Unidade 2 – O que compõe o nosso mundo	36
Capítulo 4 – Química – Uma ciência experimental.....	37
Capítulo 5 – Matéria e seus estados físicos – Energia	38
Capítulo 6 – Composição da matéria.....	41
Capítulo 7 – Separando misturas.....	44
Capítulo 8 – Transformações da matéria.....	48
Unidade 3 – A estrutura atômica	49
Capítulo 9 – História da Química.....	50
Capítulo 10 – Descobrimos a estrutura atômica da matéria.....	53
Capítulo 11 – Principais características do átomo	55
Capítulo 12 – Evolução do modelo atômico	59
Unidade 4 – Tabela periódica	66
Capítulo 13 – Bases da organização dos elementos.....	67
Capítulo 14 – Propriedades periódicas	72
Unidade 5 – Interações atômicas e intermoleculares	77
Capítulo 15 – Ligações iônicas ou eletrovalentes	78
Capítulo 16 – Ligações covalentes	82
Capítulo 17 – Ligações metálicas.....	90
Capítulo 18 – Geometria molecular.....	93
Capítulo 19 – Polaridade	98
Capítulo 20 – Interações moleculares.....	101

Unidade 6 – Funções inorgânicas	110
Capítulo 21 – Dissociação e ionização	110
Capítulo 22 – Ácidos	113
Capítulo 23 – Bases ou hidróxidos	120
Capítulo 24 – Sais	124
Capítulo 25 – Óxidos	131
Unidade 7 – Reações químicas	138
Capítulo 26 – Balanceamento das equações químicas	138
Capítulo 27 – Tipos de reação	141
Capítulo 28 – Condições para a ocorrência de reações	142
Unidade 8 – Relações de massa	148
Capítulo 29 – Massa dos átomos	148
Unidade 9 – Gases	161
Capítulo 30 – Gases e suas transformações	162
Capítulo 31 – Quantidade de matéria e equação de estado	177
Capítulo 32 – Mistura de gases	186
Capítulo 33 – Densidade dos gases	198
Unidade 10 – Estequiometria	202
Capítulo 34 – Cálculos estequiométricos	203
Capítulo 35 – Os coeficientes e as quantidades de substância (mol)	212
Capítulo 36 – As reações no laboratório e na indústria	220

Comentários específicos

Unidade 1 – Química em nossa vida

Objetivos da unidade

Esta unidade faz uma introdução da Química no Ensino Médio, por isso deve ser trabalhada de forma simples e de modo que atraia a atenção dos estudantes.

Ao final desta unidade, esperamos que o aluno:

- perceba como a Química está presente direta e indiretamente em nosso cotidiano;
- relacione o mau uso da Química com o excesso de lixo e com a poluição ambiental;
- aprenda como se faz ciência de maneira geral, sabendo realizar experiências, observá-las e delas tirar conclusões;
- reconheça os possíveis perigos existentes em um laboratório e mesmo em atividades comuns em sua casa.

Ideias iniciais

A questão proposta na abertura de unidade busca despertar o interesse do aluno pelo que será visto, promovendo a mobilização de seus conhecimentos prévios e a interação com os colegas. Por isso, nossa sugestão é que esse seja sempre um momento de socialização das respostas.

Neste momento, espera-se que os alunos percebam facilmente a presença da Química em atividades do dia a dia, como na alimentação, na limpeza do ambiente e na higiene corporal, na manutenção da saúde, etc.

O mesmo no que diz respeito aos utensílios de que fazem uso, uma vez que são feitos de diferentes materiais, sejam eles naturais ou sintéticos.

O capítulo 3 desta unidade aborda algumas medidas e suas escalas. Utilize o texto do item “O Sistema Internacional de Unidades” para apresentar as diferentes medidas que serão utilizadas no desenvolvimento dos conteúdos que serão apresentados ao longo do curso.

Material de apoio

Apresentamos a seguir uma sugestão para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. Endereço eletrônico acessado em: 3 maio 2018.

- Pesquisa sobre consumo excessivo de refrigerantes: <www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2009/05/090519_refrigerantemusculos_fn.shtml>.

Capítulo 1

A Química e o nosso mundo

Objetivos do capítulo

- Reconhecer a importância da Química em nossa sociedade;
- relacionar a Química com outras ciências;
- reconhecer substâncias químicas presentes no nosso dia a dia.

Sugestões de abordagem

O professor poderá introduzir o curso demonstrando aos alunos que eles já sabem muito sobre

Química e que tais conhecimentos foram adquiridos em seu dia a dia, seja pela observação direta dos fatos, seja pela obtenção de informações provenientes de outras fontes, como meios de comunicação, estudo de outras disciplinas, etc. Enfatizar que, a partir de agora, esses conhecimentos serão organizados e novos conceitos serão introduzidos.

Para comprovar esse conhecimento prévio dos alunos, o professor poderá apresentar-lhes algumas questões informalmente, como as sugeridas a seguir, motivando-os a responder a cada uma delas e a comentá-las.

1. O ar atmosférico é uma mistura de gases (78% de nitrogênio, 21% de oxigênio e 1% de argônio). Dos gases mencionados, qual é denominado gás vital?
2. Faça a associação adequada:
 - I. ouro
 - II. cobre
 - III. mercúrio
 - IV. alumínio
 - V. ferro
 - a) painéis
 - b) fabricação de fios
 - c) construção civil
 - d) tem cor amarela
 - e) termômetro clínico
3. Cite dois materiais recicláveis.
4. Indique dois derivados do petróleo.
5. Explique o que significa:
 - a) hidratar;
 - b) desidratar.
6. Qual é a substância que pode estar presente em algumas bebidas, ser usada como desinfetante e também como combustível?
7. Qual é o nome da camada da atmosfera que protege a Terra dos raios ultravioleta provenientes do Sol e é destruída pelo uso de aerossóis que contêm CFC?

Se considerar oportuno, o professor poderá discutir, sem apresentar fórmulas, a composição dos alimentos comuns em uma refeição. Por exemplo:

- arroz contém amido;
- carne contém proteínas;
- alface contém celulose;
- uva contém frutose (um tipo de açúcar).

Esses alimentos sofrem digestão como parte de um processo biológico, permitindo a interdisciplinaridade entre Química e Biologia.

Parte desses alimentos será utilizada como fonte de energia para manter a vida, novamente nos conduzindo à interdisciplinaridade (Química-Física).

Com base no texto do livro, pode-se mostrar a necessidade de conhecimentos básicos de Química em várias atividades profissionais.

É importante que, desde o início, os estudantes se sintam à vontade para externar seus conhecimentos prévios, suas dúvidas e ansiedades sobre o estudo da Química. Portanto, é interessante que eles

falem de suas impressões sobre essa disciplina, que, embora já tenha sido apresentada a eles no Ensino Fundamental, é nova no contexto do Ensino Médio. É muito comum que alguns tragam visões estereotipadas acerca desse assunto. Assim, muitos falarão de bombas, drogas, produtos artificiais, entre outros temas comumente abordados. Para ajudá-lo(a) nessas discussões com a turma, depois de conversarem sobre o assunto, ou antes, se achar pertinente, apresente a eles o texto “Química não é um bicho de sete cabeças” (SIMKA, Sérgio (Coord.); SILVEIRA, Sidionei Onézio. *Química não é um bicho de sete cabeças*. Rio de Janeiro: Editora Ciência Moderna, 2012).

Peça também ao educando que cite dois ou três termos que lhe vêm à cabeça quando pensa em Química. À medida que forem falando, faça os registros na lousa. Você verificará que os próximos assuntos a serem abordados ainda neste capítulo virão dos próprios estudantes. Assim, você poderá comentar de forma dinâmica a relação que a Química tem com o cotidiano deles. Promova ainda uma discussão com a classe para averiguar em que medida os estudantes entendem as relações entre as pesquisas da Química como ciência e suas aplicações tecnológicas.

Algo a mais

O prazer da Química e a desmitificação das frases feitas

“Química é prazer e prazer é Química”. Essa é uma das frases com que Atílio Vanin costuma rebater expressões como as reproduzidas a seguir – o pacato professor confessa “dar pulos de raiva” com tais exemplos de preconceito e desinformação:

1. Nenhuma substância natural é nociva: “Uma grande mentira. Basta lembrar da cocaína, ou da aflatoxina, uma substância produzida por fungos que é o cancerígeno mais potente que conhecemos”.

2. Todos os desastres ecológicos são causados pelo ser humano: “E os vulcões, como o Etna, na Itália?”.

3. Lixo químico: “Todo lixo é químico. Resíduos de alimentos são um lixo tão químico quanto o cianeto produzido pela galvanoplastia”.

4. Tal remédio ou produto não tem química: “Até remédios homeopáticos têm ‘toneladas’ de química”.

5. Todo agroquímico é agrotóxico: “O nitrato de potássio, ou salitre, por exemplo, é um agroquímico não tóxico”.

6. Pasteur foi um grande médico: “Ele era licenciado em Química, tinha habilitação de professor secundário, pela Escola Normal Superior de Paris”.

7. Bioquímica é mais fácil do que Química: “É fácil casar Química e Biologia?”.

8. Tudo que é sintético faz mal: “O AAS é 100% artificial e eficaz não só contra a dor de cabeça, mas também na prevenção de problemas cardíacos”.

Fonte: Afílio Vanin – Professor doutor em Físico-Química do Instituto de Química da Universidade de São Paulo (trechos extraídos de entrevista concedida ao jornal da USP).

As perguntas presentes nessa leitura podem ter suas respostas ampliadas por meio de discussões.

A seguinte oração poderá ser proposta para discussão: “Sem a Química, não existiria vida”.

Consciência social

A seguir, apresentamos trechos de dois artigos e algumas questões que podem ser usadas pelo professor como tema de debates entre os alunos.

Indústria informal

A menos de 20 quilômetros do Eixo Monumental, onde ficam os ministérios, o Congresso e o Palácio do Planalto, cerca de 3 mil pessoas vivem do que Brasília joga fora.

São catadores de lixo que passam o dia andando em cima dos refugos da capital jogados no Lixão – ou Aterro Controlado, na nomenclatura oficial –, buscando tudo o que possa ser usado ou vendido. [...]

É pelo dinheiro que milhares de pessoas enfrentam a montanha malcheirosa e cheia de urubus todos os dias. Uma parte dos catadores usa luvas para revolver o lixo, mas muitos trabalham com as mãos nuas. Eles têm de examinar os montes rapidamente porque logo os tratores empurram o lixo para ser aterrado. [...]

Todo o material é vendido dentro do próprio lixão a catadores que se tornaram empresários informais e montaram escritórios de compra com papel e cadeiras encontradas no lixo. Com sorte, os catadores também encontram roupas e calçados, ou até relógios e celulares funcionando. [...]

Paulo Cabral. Lixão de Brasília sustenta “indústria informal”. Disponível em: <www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2002/020927_paulodi.shtml>. Acesso em: 3 maio 2018.

Nos lixões, vidas em risco na luta pela sobrevivência

Primeiro, chegam as sacolas. Depois, os urubus. Então, nesse lugar insalubre, dominado por um cheiro insuportável, cheio de moscas, baratas,

ratos e animais mortos, surgem as pessoas em busca de renda e de sobrevivência. Elas arriscam a saúde e mesmo a vida para retirar das montanhas de lixos, em aterros ilegais, materiais recicláveis misturados a rejeitos, alguns contaminados.

[...] Apesar de proibidos, os lixões a céu aberto ainda continuam a existir em todo o país. A situação é grave até em municípios que já fecharam os depósitos de lixo, criaram associações de catadores, mas não implantaram uma coleta seletiva eficiente, transformando a sede dessas organizações em verdadeiros aterros sanitários sem licenciamento, enviando todo tipo de sujeira, como restos de comida, papéis higiênicos usados e fraldas descartáveis junto ao que pode ser reaproveitado. [...]

[...] “Estou aqui há 7 anos. Era dona de casa, mas meu marido morreu e há um ano, cortaram minha pensão. Era um complemento de renda que virou renda principal. Eu gosto de trabalhar aqui. Já acostumei. O problema maior para mim é encontrar cachorro morto. Não suporto ver bicho morto”, conta Luzia Mota dos Reis, de 56 anos. Ela conta que nunca teve carteira assinada e não sabe como irá se aposentar. [...]

Luisa Torre, Mikaela Campos e Natália Bourguignon. Nos lixões, vidas em risco na luta pela sobrevivência. Disponível em: <<https://www.gazetaonline.com.br/noticias/economia/2017/11/nos-lixoes-vidas-em-risco-na-luta-pela-sobrevivencia-1014107375.html>>. Acesso em: 29 jun. 2018.

Para explorar a leitura

1. Sugerimos uma discussão com os alunos acerca dos seguintes itens:
 - a) Você acha correto que em muitos países o cidadão seja multado por jogar lixo na rua?
 - b) O descarte de lixo em vias públicas, córregos, etc. acarreta inúmeros transtornos nas grandes cidades. Cite alguns.
 - c) Como podemos diminuir a quantidade de lixo doméstico?
 - d) O que podemos fazer para facilitar o trabalho das pessoas envolvidas diretamente na coleta de material reciclável?
 - e) É mais caro fabricar uma lata de alumínio com a matéria-prima ou utilizando uma lata usada?
 - f) Como você pode diferenciar uma lata de alumínio de uma de ferro?
2. Será interessante o professor propor no colégio uma campanha de coleta de recicláveis, a fim de doar o material coletado a instituições filantrópicas. (Para ter um volume de material rentável, essa campanha deve envolver toda a comunidade escolar e ter prosseguimento ao longo de muitos meses.)

Fundamentando seus conhecimentos (p. 16)

1. a) Nas folhas.
b) A bolinha de gude e o pedaço de plástico.
c) As folhas.
2. A reciclagem gera economia financeira.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 16)

1. a) Ambos são importantes fontes de energia, mas também intensificam o efeito estufa e a chuva ácida.
b) Ambos eliminam insetos, mas também são tóxicos aos seres vivos.
c) Ambos preservam os alimentos por mais tempo, mas, em excesso, são prejudiciais à saúde.
d) Ambos são saborosos e uma razoável fonte de energia, mas podem causar problemas gastrointestinais e dentários.
e) Ambos diminuem o consumo de açúcar, mas acredita-se que podem causar problemas ao longo dos anos.

2. a) Resposta pessoal.
b) Resposta pessoal.
c) Resposta pessoal.

As respostas pessoais podem incluir as seguintes ideias como sugestão:

Os governos deveriam aumentar o rigor nas fiscalizações e exigências quanto à segurança das instalações, evitando que intoxicações e desastres am-

bientais ocorram em um acidente ou mesmo no funcionamento normal. Porém, isso exige uma grande aplicação de verbas do governo e das indústrias, o que dificulta a aplicação dessas medidas.

3. a) Não.
b) Laço de pano, folha de papel. Seria interessante discutir, pois várias respostas serão diferentes.
c) Diminuir o volume de lixo, a quantidade de matéria-prima utilizada e o preço do produto.
d) Todos, menos os bombons e o laço.

4. O PET tem uma degradação muito lenta, aumentando a quantidade de lixo acumulado e diminuindo as áreas disponíveis em aterros sanitários. Diminuindo o consumo, reaproveitando as embalagens e separando as que forem descartadas para a reciclagem. O valor pago pela tonelada de alumínio reciclado supera em quase três vezes o da tonelada da garrafa PET. Outra vantagem para quem faz a coleta é o fato de a latinha poder ser compactada, facilitando o transporte.

Desafiando seus conhecimentos (p. 18)

1. Madeira.
2. A tração animal e o vento.
3. Carvão.
4. Petróleo.
5. Alternativa e.
6. a) Tendo em vista a sustentabilidade do planeta, temos:
1ª Reduzir: implica a redução do consumo de matéria-prima e energia para a produção de objetos.

2ª Reutilizar: dar nova utilidade para o objeto já produzido.

3ª Reciclar: é a ação menos significativa, pois o objeto não pode ser utilizado, sendo que o processo de reciclagem implica um gasto energético.

- b) Outro recipiente poderia ser usado para receber pilhas e baterias (lixo eletrônico), uma vez que estas possuem em sua composição metais pesados (chumbo, cádmio, mercúrio, etc.) que provocam contaminação ambiental quando indevidamente descartados. Observação: o

aluno poderia considerar também o descarte de óleo, uma vez que este também é prejudicial ao meio ambiente.

7. Alternativa d.

Segundo o texto, o nível de consumo e de utilização dos recursos naturais com base no padrão de vida é insustentável, pois extrapola a capacidade de renovação desses mesmos recursos no planeta.

Capítulo 2 Como pensam os cientistas?

Objetivos do capítulo

- Refletir sobre as metodologias de trabalho dos cientistas e perceber que vão além da simples experimentação;
- desenvolver a capacidade de observação;
- interpretar um experimento;
- criar e testar hipóteses;
- compreender que nenhum modelo é definitivo.

Sugestões de abordagem

Você pode abrir espaço para os estudantes externarem a imagem que eles têm dos cientistas. São muito comuns os estereótipos provenientes de filmes, histórias em quadrinhos e outros, que mostram cientistas com ar insano e parecendo viver em um mundo à parte. Aproveite para promover uma discussão crítica dessas visões. Além disso, ressalte o fato de que a Química, como as demais ciências, faz uso de uma linguagem e de símbolos próprios e que um dos objetivos do curso é que eles adquiram domínio dessa linguagem. Sugerimos realizar em sala os experimentos constantes do Algo a mais deste capítulo para desenvolver o conhecimento dos estudantes sobre método científico.

Algo a mais

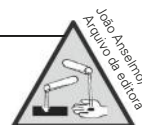
Atividade prática

O objetivo dessa atividade não é que os alunos entendam quimicamente as reações envolvidas nas mudanças de cor da solução, mas sim que percebam quais as variáveis envolvidas nas mudanças observadas — no caso, o contato da solução com o ar contido na garrafa.

É necessário que as soluções sejam preparadas antes do início da aula, podendo ser feitas no dia anterior e guardadas em frascos separados.

Material

- 2 L de água
- 120 g de açúcar de confeitaria ou dextrose
- 20 g de soda cáustica ($\cong$ 14 colheres de sopa)
- 10 mL de azul de metileno 1% (encontrado em farmácias)
- 2 garrafas PET de 1 L transparentes
- 2 garrafas PET de 300 mL transparentes



Preparo das soluções-estoque

- Dissolva a soda cáustica usando metade da água (1 L). Coloque a solução em uma garrafa e feche-a bem, identifique-a adequadamente (coloque aviso de que se trata de soda cáustica, um material corrosivo) e guarde-a.
- No outro litro de água, dissolva o açúcar e guarde a solução em uma garrafa de 1 L, que também deve ser bem vedada e adequadamente rotulada.
- Para usar as soluções, acrescente de 1 a 2 colheres de azul de metileno em volumes iguais das soluções A e B, de preferência momentos antes do início da aula.

Antes da aula, faça um teste: misture volumes iguais das duas soluções e agite. Deve ocorrer o aparecimento de uma cor azul intensa que, após certo tempo em repouso, fica incolor. Às vezes, é necessário aumentar as concentrações do açúcar e do NaOH para obter a mudança de cor desejada. Quanto maior a concentração de açúcar e soda cáustica, mais rapidamente ocorrerá a descoloração após a agitação.

Procedimento

Encha completamente uma das garrafas de 300 mL de modo que não reste espaço com ar e feche-a com volumes iguais das duas soluções

(frasco B). Na outra garrafa de 300 mL, execute o mesmo procedimento, mas preenchendo-a somente até a metade (frasco A).

Agite a garrafa PET que estava completamente preenchida (frasco B), pedindo que os alunos observem. A seguir, explicando que o frasco A contém o mesmo material que o frasco B, agite o frasco A e espere que o sistema passe a ser incolor. Finalmente, faça os seguintes encaminhamentos.

1. Proponha a seguinte questão: será que existe uma substância azul no líquido que, após a agitação, se espalha por ele, colorindo-o? Peça aos alunos que observem novamente a camada azul na garrafa (frasco A) com líquido incolor; em seguida, agite-a para que vejam a mudança de cor. Oriente-os a registrar no caderno a hipótese, o procedimento, os resultados e a conclusão. Nesta primeira vez, eles devem escrever, em cada item, o maior número de detalhes, para poderem realizar sozinhos os registros das outras investigações. Você deve orientá-los sobre como organizar o caderno para futuras experiências, mantendo esse modo de registro.
2. Pergunte aos alunos se seria possível que a cor azul fosse resultado da interação/contato/reacção entre o líquido incolor e a tampa da garrafa. In-

verta a garrafa (frasco A), de modo que o líquido entre em contato com a tampa, sem a agitação, para que os alunos verifiquem se houve mudança de cor. Em seguida, agite o líquido, sem permitir seu contato com a tampa.

3. Proponha nova questão: será que a cor azul resulta do aumento da temperatura do líquido pelo contato das mãos com a garrafa (frasco A)? Segure a garrafa (frasco A) com as duas mãos, sem agitá-la, de maneira que os alunos verifiquem se há mudança de cor.
4. Pergunte aos alunos se poderia existir mais alguma coisa dentro da garrafa que pudesse reagir com a solução quando ela é agitada. Agite vigorosamente o frasco B (o que está completamente cheio de solução), de modo que os alunos verifiquem se surgiu a coloração azul. Solicite que anotem o resultado. Caso tenha surgido alguma coloração azul, agite mais a solução e peça nova verificação. Na primeira vez, pode até aparecer uma coloração azul, mas fraca; com nova agitação, ela não deverá mais aparecer. Peça que anotem as observações.

Solicite aos alunos que comparem suas anotações e que, em grupos, proponham uma hipótese para explicar os experimentos observados.

EXPLORE SEU MUNDO – TESTANDO HIPÓTESES (p. 22)

A atividade propõe testar diferentes alimentos com tintura de iodo; a coloração comum em alguns testes deve sugerir aos estudantes a evidência da presença de alguma substância comum – que talvez os estudantes não saibam, mas sabemos ser o amido. A reação que observamos aqui é da formação de um complexo de iodo e amido. O iodo se liga ao amido, dando origem a um composto de coloração de azul a arroxeada, dependendo da quantidade do amido presente na amostra. Quando o iodo não forma complexo com o amido, a coloração resultante da amostra é marrom, que corresponde ao iodo em solução. Na primeira série de amostras, devem dar resultado positivo os testes com a batata e a mandioca, e a cebola deve dar resultado negativo. Na segunda série, devem dar resultado positivo o pão e o macarrão, e o pepino deve dar resultado negativo. Ao explorar os resultados, faça com que os estudantes observem que a resposta ao teste com iodo permite que separemos os materiais testados em duas categorias, e ressalte que os alimentos do teste positivo são os energéticos, ricos em carboidratos. Mencione, então, o amido.

Sendo assim, para testar se uma amostra tem amido ou não, basta pingar tintura de iodo e esperar pelo resultado: o aparecimento da coloração característica detecta a presença da substância.

- a) A adição da solução de iodo na batata e na mandioca apresentou uma coloração azul-escura.
- b) A coloração azul-escura foi verificada no pão e no macarrão.
- c) Que alguns dos alimentos testados – a batata, o pão e o macarrão – apresentam uma coloração azul-escura em contato com a tintura de iodo, o que demonstra que têm uma substância comum em sua composição, o amido.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 22)

- | | | |
|-------------------|----------------|------------------------------|
| 1. a) Observação. | d) Observação. | 2. a) Hipótese. |
| b) Hipótese. | e) Hipótese. | b) Observação. |
| c) Observação. | f) Hipótese. | c) Experimento e observação. |
| | | d) Conclusão. |

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 22)

- | | |
|--------------------|--------------------|
| 1. a) Experimento. | 2. a) Experimento. |
| b) Experimento. | b) Observação. |
| c) Observação. | c) Conclusão. |
| d) Conclusão. | |

Desafiando seus conhecimentos (p. 23)

1. A elaboração de hipóteses é parte integrante para tentar explicar uma situação observada.
2. a) Do interior do grão de milho.
b) A vaporização da água por aquecimento fez a pressão interna aumentar até o grão estourar.
c) Não.
d) Não.
3. Alternativa b.
A correlação adequada entre as afirmações citadas com as etapas do método científico é:
II. Os dentes estão preservados — Observação de fato.
III. Deve ser um casal de jovens amantes — Formulação de hipótese.
- IV. Serão feitas análises do DNA mitocondrial — Proposta de experiência controlada para testar hipótese.
4. São hipóteses válidas: a, c, d, e e f. As hipóteses a e c podem ser testadas preparando a cebola sem óleo. A afirmação b não é uma hipótese válida, pois não pode ser testada.
5. A partir das informações apresentadas, podemos concluir que sim, uma vez que Sherlock formula hipóteses e as testa uma a uma, realizando, assim, experimentos para verificar a veracidade dessas hipóteses e, então, chegar a uma teoria para explicar e desvendar os crimes que investiga.

Atividades práticas – Imaginando explicações (hipóteses) (p. 24)

Espera-se que com esses experimentos o aluno comece a perceber a necessidade de estabelecer condições para fazer comparações e a importância da observação no método científico.

Experimento 1

1. Comparações são válidas quando pelo menos uma das condições não varia, o que permite estabelecer relações.
2. Não. Só na batata e no fígado.

3. Não. Indica apenas que está ocorrendo liberação de gases. À temperatura ambiente, a água não “ferve”.
4. No sangue, na batata e no fígado deve existir uma substância que provoca o fenômeno da efervescência.

Experimento 2

1. Não.
2. Um aumento de temperatura deve facilitar a ocorrência da reação.
3. Com a água quente e o comprimido triturado.

Capítulo 3 Grandezas e medidas

Objetivos do capítulo

- Relacionar cada grandeza com suas medidas;
- identificar as unidades padrão do Sistema Internacional;
- identificar comportamentos e atitudes adequados dentro de um laboratório;
- reconhecer os símbolos usados em um laboratório;
- refletir sobre a atitude ambientalmente responsável em relação aos resíduos das atividades experimentais.

Sugestões de abordagem

Ao tratar de grandezas e unidades de medida neste momento, a intenção não é que os educandos se dediquem a “treinar” transformações de unidades ou a “decorar” os nomes e os símbolos de cada unidade. A ideia é que eles tomem conhecimento do assunto, saibam que as grandezas podem ser medidas e que as unidades são inúmeras, dependendo do tipo de grandeza a ser medida.

Ao falar sobre volume, é importante ter em mente que os estudantes já usam esse conceito, que deve ter sido introduzido no Ensino Fundamental; e possivelmente se recordam das conversões entre litros e mililitros. Portanto, é necessário explorar esse conhecimento prévio antes de chegar ao conceito. O mesmo vale para temperatura e pressão. Ao trabalhar com o conceito de volume, alerte-os a não confundir volume com capacidade. Caso essa dúvida surja, lembre-os de que um paralelepípedo, por exemplo, possui volume, já que ocupa lugar no espaço, mas não possui capacidade, já que não é possível inserir nada nele.

Para o trabalho com densidade, você poderá realizar a Atividade prática proposta no fim do capítulo (Construção de um densímetro). Ao final do experimento, verifique o que eles conseguiram inferir sobre

o assunto somente por meio da experimentação. Outro cuidado importante nesse tópico é garantir que não haja confusão entre o conceito de densidade e o de massa específica. Reforce que a densidade é uma característica do corpo, enquanto a massa específica é uma característica do material.

Algo a mais

1. Afogando em números

Conversão errada destruiu sonda espacial

Equipamento da Nasa recebeu informações conflitantes, causando prejuízo de US\$ 125 mi

Um problema de conversão de medidas já levou a Nasa (Agência Espacial Norte-Americana) a perder uma sonda espacial. A Mars Climate Orbiter foi destruída ao tentar entrar na órbita de Marte em setembro do ano passado.

Ao se aproximar do planeta, a sonda recebeu duas informações conflitantes dos controladores na Terra. Uma, no Sistema Métrico Decimal (que usa metro e quilograma), e outra, em unidades britânicas (que usa pé e libra). Os sistemas de engenharia da Nasa não foram capazes de detectar as diferenças numéricas e corrigir os dados, importantes para que a sonda alcançasse a órbita apropriada de Marte a tempo.

O erro fez com que a Mars chegasse 100 km mais perto que o planejado e 25 km abaixo do nível de segurança. A Nasa perdeu US\$ 125 milhões.

Aviação comercial

Para evitar que situações como essa aconteçam na aviação comercial, onde seriam bem mais

trágicas, os pilotos são treinados a seguir uma linguagem universal de navegação.

A Icao (Organização Internacional de Aviação Civil) determinou que a velocidade seja padronizada em nós; a altitude, em pés; e a distância, em milhas.

Assim, seja qual for o país em que o avião esteja, as informações trocadas serão nessas grandezas. E a comunicação é feita sempre em inglês.

“Pode acontecer de o piloto digitar as informações erroneamente, mas é difícil ocorrer um erro como esse”, diz o piloto Emerson Luis de Macedo.

Segundo ele, os aviões comerciais são equipados com três aparelhos GPS (que dão posição via satélite), que trabalham em conjunto. Se um recebe informação errada, o outro acusa. “O sistema é muito preciso”, afirma. (RGV)

Folha de S.Paulo, 13 mar. 2000, Caderno Turismo. p. 8.

2. Temperatura corpórea

Os sinais vitais do organismo são a pulsação, a respiração e a temperatura corpórea. A temperatura corpórea normal de um indivíduo adulto sadio pode variar de 36,1 °C a 37,5 °C.

Dependendo da região do corpo onde se mede a temperatura, obtêm-se valores diferentes para um mesmo indivíduo, em um mesmo instante. A temperatura oral normal é de 37,0 °C, enquanto a temperatura retal normal é de 37,5 °C.

A febre é o aumento da temperatura corpórea, que raramente excede 41,0 °C nos seres humanos, e faz parte do mecanismo de defesa do corpo, pois é normalmente provocada por processos inflamatórios, infecciosos e de intoxicação.

Por um lado, um processo febril com temperatura corpórea acima de 41,0 °C pode provocar convulsões e, se a temperatura exceder os 43,0 °C, pode levar o indivíduo à morte, devido à destruição parcial da estrutura das proteínas. Por outro lado, temperaturas abaixo de 36,1 °C, provocadas pela exposição prolongada a ambientes muito frios, também podem ser letais: o organismo, na tentativa de manter a sua temperatura normal, acelera intensamente o metabolismo, acarretando infartos.

Em Medicina, quando um paciente apresenta deficiência respiratória e deve ser submetido à cirurgia, utiliza-se o processo de **hipotermia**, que consiste na redução da temperatura corpórea do paciente, controlada por aparelhos. A uma temperatura mais baixa, o metabolismo celular diminui e o paciente é mantido vivo com menor consumo de oxigênio.

Para explorar a leitura

1. O ser humano é homeotérmico ou poecilotérmico?
2. A febre é uma doença ou um “sinal de alerta”?
3. O que significa o termo antipirético?
4. Muitas pessoas que apresentam quadros febris se automedicam. Esse procedimento é correto?

3. Atividades práticas

Densidade é um conceito difícil de ser assimilado pelos alunos. Os dois experimentos propostos a seguir, além de permitirem uma fixação do conceito, exigem que o aluno faça relações entre o conteúdo abordado anteriormente e conhecimentos gerais de seu cotidiano.



Pesos e medidas

Brasil



EUA

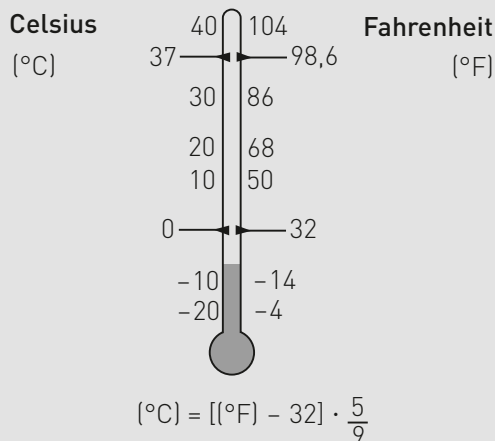


454 gramas	1 libra (<i>pound</i>)
2,54 cm	1 polegada (<i>inch</i>)
30,48 cm	1 pé (<i>foot</i>)
1,6 km	1 milha (<i>mile</i>)
0,5 litro	1 <i>pint</i>
3,2 litros	1 galão (<i>gallon</i>)



Temperatura

Equivalência de temperaturas



Experimento 1

Objetivo: comparar as densidades de uma solução aquosa de sacarose (açúcar comum), um ovo e água.

Material

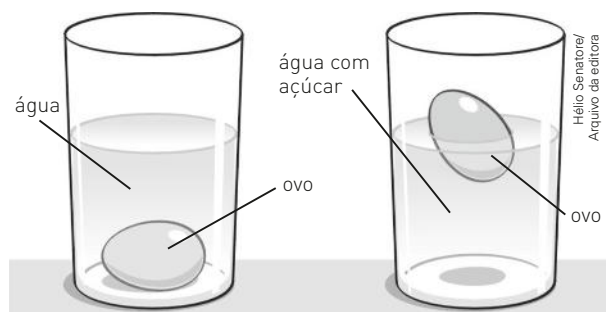
- 2 copos transparentes
- açúcar comum
- água
- 2 ovos

Procedimento

No dia anterior à execução do experimento, em sala, prepare uma solução aquosa de açúcar usando 100 g de água (100 mL) e 100 g de açúcar.

Em sala, comece a demonstração mostrando dois copos com metade do volume ocupado por líquidos diferentes e dizendo aos alunos que um contém água e o outro, uma solução aquosa de sacarose.

Pergunte aos alunos de que modo poderiam ser identificados os conteúdos de cada copo. Ressalte que provar o sabor é um procedimento incorreto, que pode causar acidentes graves. Exemplifique citando soluções aquosas de ácido clorídrico e soda cáustica, que são incolores. Discuta com os alunos as sugestões apresentadas. A seguir, coloque um ovo em cada copo e peça aos alunos que observem. Os dois copos terão os seguintes aspectos:

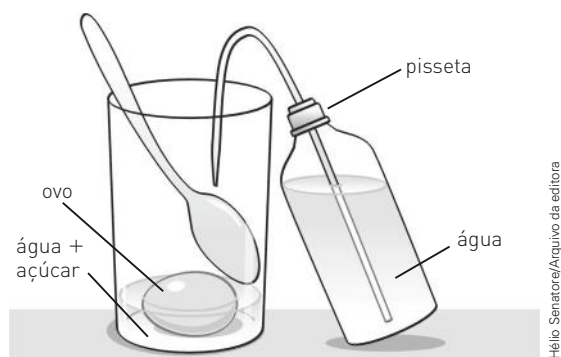


Peça que, com base no aspecto visual, respondam às seguintes questões, feitas em sequência:

- a) Qual a substância contida no copo onde o ovo afundou?
- b) Qual o nome da propriedade física que permitiu essa dedução? Como ela pode ser calculada?
- c) Qual a densidade da solução aquosa de sacarose, sabendo que seu volume é de aproximadamente 165 mL e foi preparada dissolvendo 100 g de açúcar em 100 g de água?

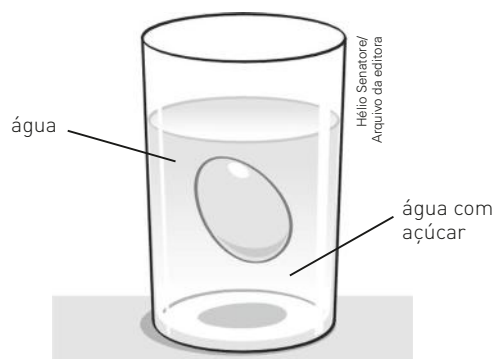
- d) Qual a faixa de valores em que deve estar a densidade do ovo?
- e) Coloque em ordem crescente de densidade os três materiais usados no experimento.
- f) Indique uma maneira de comprovar se a resposta do item e está correta.

Para comprovar a ordem crescente de densidade: $d_{\text{água}} < d_{\text{ovo}} < d_{\text{solução}}$, devemos colocar lentamente água de uma pisseta, usando uma colher com a face côncava para baixo e encostada na face interna do copo, no sistema formado pela solução de açúcar e ovo.



A água também pode ser colocada sob a casca do ovo, porém sempre muito lentamente para que a água adicionada não se misture com a solução.

Após a adição de uma certa quantidade de água, o sistema terá o seguinte aspecto:



Assim, fica demonstrado que:

$$d_{\text{água}} < d_{\text{ovo}} < d_{\text{solução}}$$

Se achar apropriado, faça as seguintes perguntas:

1. Por que a água foi colocada lentamente?
2. Faça uma previsão sobre a posição do ovo no copo, se agitarmos o sistema. Justifique sua previsão.

Se, ao testar esse experimento, o professor concluir que ele é de difícil execução ou muito demorado, a seguir mostramos outro experimento que pode ser usado para estudar a densidade.

Experimento 2

Objetivo: comparar as densidades da água líquida, água sólida (gelo) e do álcool comum (álcool etílico).

Material

- 2 copos
- água
- álcool comum, de preferência 92° GL
- cubos de gelo
- 2 pires

Procedimento

A comparação de densidades pode ser feita colocando uma pedra de gelo em um copo contendo água e outra pedra de gelo em um copo contendo álcool.

Coloque volumes iguais de álcool e água em copos diferentes e mude-os várias vezes de lugar. A seguir, pergunte aos alunos de que maneira poderíamos identificar seus conteúdos.

Entre as sugestões iniciais e mais frequentes, surgem “cheirar ou beber o conteúdo dos copos”. Comente e enfatize que pode ser extremamente perigoso cheirar ou beber uma substância, a ponto de ser letal.

Colocar fogo também é um procedimento perigoso, mas que uma pessoa com conhecimentos de práticas de laboratório poderia fazer. Coloque algumas gotas de cada líquido separadamente em dois pires e, a seguir, com o uso de fósforos de segurança, tente acender os dois líquidos contidos nos pires. Rapidamente, coloque o pires contendo água sobre o outro, que tem o álcool em combustão.

Após apagar o fogo, pergunte aos alunos:

- a) Qual o nome da propriedade do álcool que explica o fato de ele pegar fogo?
- b) Cite alguns outros materiais que você conhece que também têm a propriedade de combustibilidade.
- c) Cite as matérias-primas usadas para produzir os combustíveis mencionados.
- d) Por que o álcool apagou ao colocarmos um pires sobre ele?

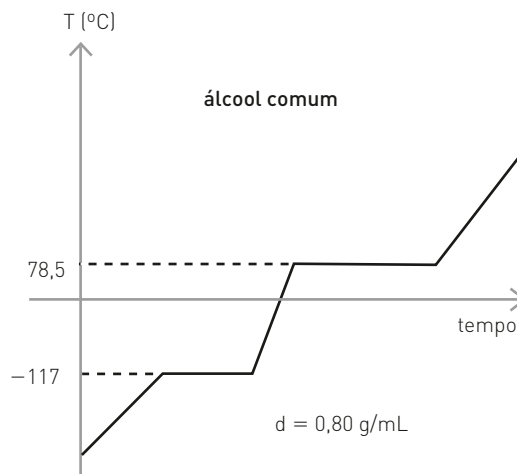
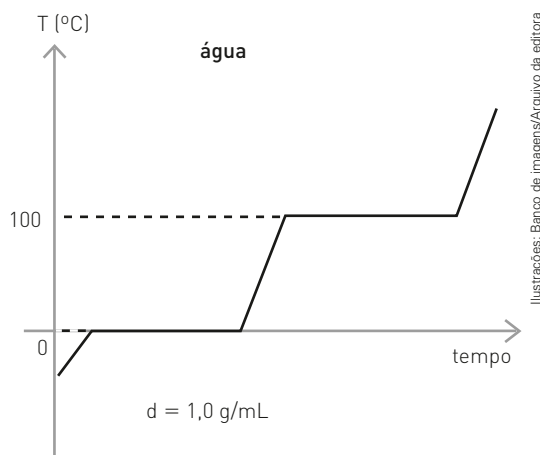
A cada uma dessas perguntas, após ouvir as respostas, o professor pode acrescentar comentários ou aprofundar o assunto.

Entre outras respostas, provavelmente aparecerá “Deixar evaporar”. Cite o nome correto da propriedade volatilidade e pergunte:

- a) Como poderíamos verificar experimentalmente a diferença de volatilidades?

- b) A volatilidade dos dois líquidos pode ser comparada usando o copo contendo álcool em um dia frio, ao nível do mar, e o copo contendo água em um dia quente, em uma cidade localizada em montanhas? Peça uma justificativa e explique a necessidade de estabelecer condições semelhantes.

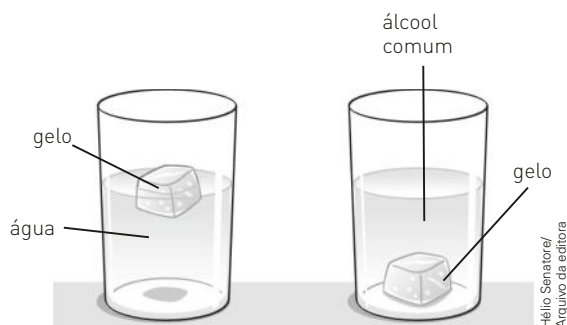
Como esse experimento normalmente é apresentado após o estudo das mudanças de estado físico, é muito provável que boa parte dos alunos cite como diferenciação as temperaturas de fusão e de ebulição. Concorde com os alunos e escreva na lousa os dois gráficos de aquecimento a seguir, explicando que as TF e TE são obtidas em tabelas construídas a partir de dados experimentais, obtidos ao nível do mar.



Pergunte então qual equipamento doméstico permitiria identificar os conteúdos dos copos. Muitos alunos já sabem que no congelador a água congela, mas bebidas alcoólicas como vodka, aguardente etc. não congelam. Lance outra pergunta: se a aguardente de cana não congela no congelador, por que a cerveja, que também é uma bebida alcoólica, congela?

Explique então que a diferença é o teor alcoólico e o que significa “40° GL” que vem marcado em um rótulo de vodca. Este é um dos momentos oportunos para comentar sobre os problemas causados pelo consumo de bebidas alcoólicas para a pessoa, para a família e para a sociedade em geral.

Afirme, agora, para os alunos, que existe outra propriedade que permite diferenciar a água do álcool: a densidade. Para demonstrar esse fato, coloque um cubo de gelo em cada copo. A ilustração representa o aspecto de cada copo:



Para finalizar, o professor pode fazer mais perguntas relacionadas, semelhantes às sugeridas no experimento 1.

OBSERVAÇÃO

Como se deve evitar descarte no ambiente, o uso do álcool comum deve ser feito na quantidade conveniente para cada experimento, e o álcool não utilizado deve ser retornado ao frasco no qual é guardado. Normalmente, não se deve retornar ao frasco os reagentes não utilizados, por problemas de contaminação. Seria interessante que o professor explicasse isso aos alunos.

Aproveite para comentar o texto abaixo com os estudantes. No Brasil, o índice de acidentes com queimaduras causadas pelo uso indevido do álcool é altíssimo. A partir do artigo, você pode sugerir que pesquisem mais sobre o assunto e façam cartazes para uma campanha na escola, direcionada a toda a comunidade, sobre como prevenir e evitar queimaduras.

Dia de luta contra as queimaduras

Seis de junho é o Dia Nacional de Luta contra as Queimaduras. Para alertar sobre os riscos destes acidentes – que quase sempre acontecem em ambiente doméstico, considerado inofensivo [...] No

Brasil, um milhão de pessoas são vítimas de queimaduras a cada ano. Os dados se tornam ainda mais dramáticos se considerarmos que, de cada três pessoas queimadas, duas são crianças, que passam a conviver com as sequelas destes traumas pelo resto da vida. “Na maioria dos casos, elas se queimam em casa, em especial na cozinha e no pátio, e quase sempre na presença de um adulto, que apesar de estar responsável por aquele menor não está atento aos riscos daquela situação”, explica o cirurgião pediátrico Maurício Pereima, diretor científico da SBQ.

Outro agravante nestes acidentes, segundo o especialista, é a facilidade com que o álcool líquido adquirido no Brasil. Vendido livremente em qualquer mercado, este inflamável responde por 20% das causas de queimaduras, ocupando assim uma posição ímpar no mundo. Nos demais países, a literatura científica nem ao menos o menciona como causa de lesões térmicas. “As queimaduras motivadas pelo manuseio indevido do álcool líquido diminuíram 60% no período em que a Anvisa proibiu a sua livre comercialização, mas nem mesmo este dado tão promissor parece ter sido suficiente para demover nossos legisladores da intenção de manter o livre comércio do álcool líquido no Brasil”, lamenta dr. Maurício.

[...]

São consideradas queimaduras graves aquelas que atingem mais de 30% da superfície corporal, são motivadas por choques elétricos e lesões inalatórias, por exemplo. No Brasil, das vítimas de queimaduras graves internadas em hospitais, vão a óbito em média 5% das crianças e 10% dos adultos. As queimaduras estão entre as principais causas externas de morte, perdendo apenas para outras causas violentas, que incluem acidentes no trânsito e homicídios.

SOCIEDADE BRASILEIRA DE QUEIMADURAS. Dia de Luta contra as Queimaduras. 30 maio 2012. Disponível em <<http://sbqueimaduras.org.br/dia-de-luta-contra-as-queimaduras>>. Acesso em: 29 jun. 2018.



(p. 26)

O diâmetro médio de um átomo é $2 \cdot 10^{-10}$ m. Qual seria a altura de uma pessoa de 1,80 m, se o diâmetro médio de um átomo fosse 1 cm?

$$\begin{array}{rcl} 2 \cdot 10^{-10} \text{ m} & \text{_____} & 1,80 \text{ metro} \\ 1 \cdot 10^{-2} \text{ m} & \text{_____} & \times \\ x = 9 \cdot 10^7 \text{ m} \end{array}$$

1. Alimentos ricos em cálcio principalmente.
2. A partir das informações apresentadas a osteoporose é mais comum em mulheres.
3. Resposta pessoal.

Atividade prática – Construção de um densímetro (p. 36)

A construção de um densímetro, além de desenvolver a habilidade manual, permite entender como funcionam os densímetros usados em laboratório ou indústrias e estabelecer uma comparação das densidades de vários materiais.

1. óleo < água < água + sal.
2. água + sal.
3. Não. A relação m/V é constante.
4. Como as massas são iguais, temos $m = d \cdot V$, o que significa que d e V são inversamente proporcionais, isto é, quanto menor a densidade, maior será o volume. O álcool, por ter a menor densidade, terá um volume maior.

EXPLORE SEU MUNDO – UMA CARACTERÍSTICA DOS REFRIGERANTES ZERO (p. 37)

Os estudantes vão perceber que a parte emersa da lata de refrigerante normal é um pouco menor em comparação com a lata de refrigerante diet ou zero. Esse comportamento sugere que as latas apresentam densidades diferentes: mesmo volume, mas massas distintas. Consultando os rótulos, nota-se a presença de açúcar na lata de refrigerante normal, com massa maior que os adoçantes presentes nas versões zero ou *light*, já que estes apresentam poder de adoçar mais intenso que o do açúcar. A tabela de edulcorantes do Inmetro (Instituto Nacional de Metrologia, Qualidade e Tecnologia), disponível em <<http://www.inmetro.gov.br/consumidor/produtos/adocantes.pdf>> (acesso em: 18 maio 2016), reputa aos edulcorantes comercializados poderes adoçantes entre 200 e 800 vezes o poder do açúcar; por esse motivo, o adoçante adicionado contribui muito pouco à massa total da lata de refrigerante. É oportuno, nesse momento, pedir que os estudantes apresentem as diferenças entre as versões de alimentos, entre normais, *diet*, *light* e zero:

Para um alimento ser considerado reduzido ou *light*, em valor energético ou algum nutriente, é necessária uma redução de, no mínimo, 25% no valor energético ou no conteúdo do nutriente em relação ao alimento de referência ou convencional.

O termo *diet*, por sua vez, é usado somente em algumas categorias de alimentos para fins especiais, tais como alimentos para dietas com restrição de nutrientes; alimentos para controle de peso; e alimentos para ingestão controlada de açúcares. É preciso ter atenção, pois o termo *diet* não significa sempre ausência de açúcar no alimento.

Disponível em: <www.brasil.gov.br/saude/2014/01/voce-sabe-a-diferenca-entre-alimento-diet-e-light>. Acesso em: 03 maio 2018.

Os refrigerantes zero são isentos de açúcar e possuem muito menos calorias em relação ao original; no entanto, não são indicados para perda de peso; somente para dietas restritas em açúcar. As latas de refrigerante *diet*, *light* e zero apresentam zero grama de açúcar e zero calorias, enquanto a versão normal apresenta 37 g de açúcar e outros componentes que oferecem 148 calorias.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 38)

1. a) Massa total = $137,25 \text{ g} + 84 \text{ g} + 43,7 \text{ g} = 264,95 \text{ g}$.

b) Massa total = $0,26495 \text{ kg}$.

2. 5 reais.

3. a) 15 m^3 .

b) $15000 = 15 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$.

c) $15000000 = 15 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$.

d) $15000000 = 15 \cdot 10^6 \text{ mL}$.

4. $T_F = 98,60^\circ\text{F}$.

$$T(^{\circ}\text{F}) = 32 + \frac{9}{5} \cdot T(^{\circ}\text{C})$$

$$T(^{\circ}\text{F}) = 32 + \frac{9}{5} \cdot 37$$

$$T = 98,6^\circ\text{F}.$$

5. Alternativa d.

A partir do gráfico apresentado temos que a pressão é de $0,25 \text{ atm}$ a $11\,000$ metros de altitude (11 km). Nessa altitude, de acordo com a tabela apresentada, o efeito fisiológico é de início de falta de ar.

6. Alternativa b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 40)

1.

$$\begin{array}{l} 50 \text{ kg} \text{ ————— } 1 \text{ saco de cimento} \\ 1000 \text{ kg} \text{ ————— } y \\ y = 20 \text{ sacos de cimento.} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ t} \text{ ————— } 20 \text{ sacos de cimento} \\ 10 \text{ t} \text{ ————— } x \\ x = 200 \text{ sacos de cimento.} \end{array}$$

2.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ gota} \text{ ————— } 50 \cdot 10^{-6} \text{ L} \\ x \text{ ————— } 0,20 \text{ L} \\ x = 4\,000 \text{ gotas.} \end{array}$$

3. a) $0,02 \text{ L/dia}$.

b) 2 frascos.

c) Sim, sobrar  $0,10 \text{ L}$ do segundo frasco.

d) A sobra do medicamento não deve ser utilizada sem orientação médica. Assim, deve ser descartada em local apropriado.

4. 9 atm .

A pressão de 5 atm que o mergulhador está submetido corresponde à soma da pressão da atmosfera (1 atm) e da coluna de água com 32 m de altura (4 atm).

A pressão da coluna de água a 64 m de profundidade é:

$$\begin{cases} 32 \text{ m de profundidade} \text{ ————— } 4 \text{ atm} \\ 64 \text{ m de profundidade} \text{ ————— } P_{\text{H}_2\text{O}} \end{cases}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 8 \text{ atm}$$

A pressão total é a pressão da coluna de água somada à pressão atmosférica.

$$P_t = P_{\text{atm}} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 + 8 = 9 \text{ atm}$$

Em mmHg temos:

$$\begin{cases} 1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg} \\ 9 \text{ atm} \text{ ————— } x \end{cases}$$

$$x = 6840 \text{ mmHg}.$$

5. C: alumínio.

B: prata.

A: ouro.

6. Alternativa c.

Sendo a coroa confeccionada com uma liga de ouro e prata, esta deverá deslocar um volume de água intermediário entre o que foi deslocado pelo ouro puro e pela prata pura.

7. A pepita não é de ouro porque tem uma densidade diferente.

Calculando a densidade da pepita encontrada pelo garimpeiro através da relação $d = m/V$, temos válido que:

$$d = 28,5 \text{ g} / 3 \text{ mL} = 9,5 \text{ g/mL}$$

$$\text{ou, como } 1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$d = 9,5 \text{ g/cm}^3.$$

Como a densidade do material encontrado é diferente do valor da densidade fornecida para o ouro, o garimpeiro chegou   conclusão que a pepita encontrada não era formada de ouro.

$$d_{\text{pepita}} = 9,5 \text{ g/mL}.$$

$$d_{\text{ouro}} = 19 \text{ g/cm}^3.$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 42)

1. Alternativa c.

$$670 \cdot 10^3 \text{ barris} \cdot \frac{42 \text{ galões}}{1 \text{ barril}} \cdot \frac{3,785 \text{ L}}{1 \text{ galão}} = 1,06 \cdot 10^8 \text{ L}$$

2. O trecho destacado, denominado índice pluviométrico, é fornecido em milímetros e expressa a quantidade de chuva em litros por metro quadrado (L/m²).

3. Everest.

4. Recife.

5. La Paz.

6. A partir do enunciado, temos que os frascos contêm a mesma massa de líquidos diferentes. Assim, podemos identificar as substâncias pelo volume que ocupam nos frascos. O líquido de maior densidade deverá ocupar o menor volume. Como o clorofórmio é o que possui a maior densidade, então ele teria o menor volume. O volume do etanol seria o maior e o da água, o intermediário.

7. a) Porque na urina encontra-se dissolvida certa quantidade de substâncias, como a ureia e alguns sais de densidades maiores do que a da água.

b) Densidade maior, pois a pessoa desidratada possui menor volume de água no corpo; dessa forma, a urina tem volume menor, ficando mais concentrada.

c) 1,2 g/mL.

8. Alternativa a.

9. Alternativa e.

A partir dos dados apresentados, a densidade do álcool hidratado de acordo com as condições especificadas (96% de álcool e 4 % de água em volume) pode ser calculada por:

$$d = 0,96 \cdot 800 + 0,04 \cdot 1000$$

$$d = 808 \text{ g/L}$$

Logo, os combustíveis que apresentarem uma densidade maior que a calculada estarão fora das normas, uma vez que possuem uma quantidade de água maior do que a permitida.

10. Soma = 28.

O volume ocupado pelos grãos de areia pode ser calculado por:

$$V_{\text{areia}} = 39 \text{ mL} - 25 \text{ mL} = 14 \text{ mL}.$$

O volume de ar entre os grãos de areia seca pode ser obtido por:

$$V_{\text{ar}} = 25 \text{ mL (areia da praia seca)} - 14 \text{ mL} = 11 \text{ mL}.$$

A densidade dos grãos de areia pode ser calculada por:

$$d = 40,06 \text{ g} / 14 \text{ mL} = 2,86 \text{ g/mL}$$

Logo, a soma dos valores obtidos, arredondando para o número inteiro mais próximo, será 28 (14 + 11 + 3).

11. Alternativa b.

A partir da figura apresentada temos que o sólido passa a flutuar no líquido após o aquecimento do sistema. Logo, pode-se concluir que embora provavelmente ocorra uma diminuição da densidade tanto do sólido como do líquido, devido a uma provável expansão volumétrica dos mesmos durante o aquecimento, a diminuição da densidade do sólido é mais pronunciada do que a diminuição da densidade do líquido, de modo que a densidade do líquido é maior do que a do sólido após o aquecimento.

12. Alternativa b.

A partir do gráfico apresentado podemos calcular as densidades de cada uma das substâncias apresentadas:

$$A - d = 8/8 = 1 \text{ g/cm}^3.$$

$$B - d = 9/6 = 1,5 \text{ g/cm}^3.$$

$$C - d = 10/4 = 2,5 \text{ g/cm}^3.$$

$$D - d = 12/2 = 6 \text{ g/cm}^3.$$

Logo, caso os cilindros dessas substâncias sejam mergulhados em um mesmo líquido, de densidade 0,8 g/cm³, todos permanecerão no fundo do recipiente, já que todos têm densidade maior do que a do líquido em que foram mergulhados.

13. Alternativa d.

Ao se adicionar água à gasolina, o álcool presente nela será extraído para a fase aquosa; assim, nas condições apresentadas, o volume de álcool presente na gasolina pode ser calculado por:

$$V_{\text{álcool}} = 27,80 \text{ mL} - 20,0 \text{ mL} = 7,80 \text{ mL}$$

Calculando a porcentagem de álcool presente na amostra de gasolina temos válido que:

$$30 \text{ mL} \text{ ————— } 100\%$$

$$7,80 \text{ mL} \text{ ————— } x\%$$

$$x = 26\%$$

Logo, a quantidade de álcool presente na gasolina analisada é maior do que a permitida pelas normas das ANP.

Unidade 2 – O que compõe o nosso mundo

Objetivos da unidade

A unidade 2 compara o universo macroscópico com o microscópico. Sobre esses parâmetros, esperamos que os alunos possam:

- diferenciar os aspectos micro e macro da matéria;
- entender que não podemos ver o átomo e que por isso é importante criar imagens ilustrativas sobre os modelos atômicos;
- relacionar o átomo com aspectos macro e microscópicos da matéria;
- descrever como os eventos acontecem no micro e entender suas consequências no macro;
- caracterizar as substâncias puras e misturas relacionando-as com sua temperatura de fusão e ebulição e com sua densidade;
- classificar a matéria a partir de evidências da constituição microscópica da substância;
- no universo macro, identificar a composição da matéria, relacionando-a ao seu aspecto visual e assim ser capaz de classificar os sistemas em substâncias puras ou misturas, em homogêneos ou heterogêneos;
- reconhecer o nome de aparelhos e de técnicas usados na separação de misturas e os equipamentos utilizados em laboratórios;
- perceber que as propriedades das substâncias se mantêm constantes quando elas mudam de estado físico;
- aprender que transformações químicas alteram as propriedades dos materiais.

Ideias iniciais

O professor pode utilizar a imagem e o texto de abertura da unidade ('Ao observarmos a paisagem retratada abaixo, podemos destacar os principais componentes que a formam: o avião, a água do mar e, ainda, o ar (não visível). O que eles têm em comum? Existem diferenças entre eles? Você sabe caracterizar as substâncias puras e as misturas?') para discutir que todos os elementos da figura tratam-se de meios materiais, sejam visíveis ou não, de modo que a matéria apresenta uma série de propriedades que permitem descrevê-la, proprie-

dades essas que serão apresentadas e discutidas no decorrer da unidade.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você nas pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação. Endereços eletrônicos acessados em 4 maio 2018.

- Duzentos anos da teoria atômica de Dalton (breve resenha de aspectos das teorias filosóficas que precederam a elaboração daltoniana) – *Química Nova na Escola*, nº 20, p. 38: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc20/v20a07.pdf>>.
- Um debate seiscentista: a transmutação de ferro em cobre (apresenta uma questão que era objeto de controvérsia no século XVII: a transmutação de ferro em cobre, e mostra um pouco do raciocínio do ser humano medieval) – *Química Nova na Escola*, nº 19, p. 26: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a07.pdf>>.
- Fundamentos e aplicação da flotação como técnica de separação de misturas (flotação é uma técnica de separação extremamente eficiente, que trabalha diversos conceitos da Química e da Biologia, e que tem ampla aplicação em processos industriais que permeiam o nosso cotidiano) – *Química Nova na Escola*, nº 28, p. 20: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/05-CCD-7106.pdf>>.
- Destilação: a arte de extrair virtudes (a autora apresenta algumas ideias atuais sobre as origens e o desenvolvimento do processo de destilação) – *Química Nova na Escola*, nº 4, p. 24: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc04/historia.pdf>>.
- A importância das propriedades físicas dos polímeros na reciclagem (esse artigo apresenta uma atividade experimental simples e discute como a densidade é a propriedade física-chave que permite a separação dos plásticos) – *Química Nova na Escola*, nº 18, p. 42: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc18/A09.PDF>>.

- Pesquisa sobre massa e peso na Terra e na Lua: <<http://educacao.uol.com.br/disciplinas/fisica/massa-e-peso-descubra-a-diferenca-entre-esses-conceitos.htm>>.
- Pesquisa sobre tipos de termômetro: <<http://www.if.ufrgs.br/~leila/termo.htm>>.
- Pesquisa sobre sindicatos dos trabalhadores em salinas: <<http://portal.mte.gov.br/delegacias/rn/sindicato-dos-trabalhadores-na-industria-de-extracao-do-sal-na-cidade-de-grossos-e-areia-branca-x-sindicato-da-industria-da-extracao-do-sal-no-estado-do-rn-2007-2008.htm>>.

Capítulo 4 Química – Uma ciência experimental

Objetivos do capítulo

- Apresentar as normas de segurança de um laboratório de Química;
- auxiliar no reconhecimento dos símbolos de segurança mais utilizados em reagentes químicos e diversos produtos do cotidiano;
- despertar a consciência ambiental e a reflexão sobre a geração e descarte de resíduos.

Sugestões de abordagem

O professor pode propor a construção coletiva de informativos que elenquem boas práticas em um laboratório de Química, incluindo normas e símbolos

de segurança, de modo que fiquem disponíveis para consulta durante todo o ano letivo.

Para aproximar os conteúdos trabalhados no capítulo da realidade dos estudantes, sugere-se que o professor proponha investigações sobre os símbolos de segurança presentes em rótulos de diversos produtos cotidianos e levante o debate sobre quais outros símbolos, novos ou já existentes, deveriam ser adotados, como símbolos para advertir alérgicos sobre a composição de alimentos.

A compreensão sobre a importância da comunicação eficiente para a segurança de todos deve ser evidenciada, assim os estudantes vão perceber que as normas de segurança apresentadas não são regras sem sentido e desconexas da realidade.

Conexão Cotidiano (p. 48)

1. Utilização de luvas de borracha grossas.

2. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.

EXPLORE SEU MUNDO – DESCARTE CONSCIENTE (p. 49)

Ao se trabalhar as questões levantadas nesse box, o professor poderá mediar o debate dos alunos com o objetivo de estabelecer a compreensão de alguns pontos importantes referentes ao consumo de medicamentos:

1. os medicamentos só devem ser consumidos mediante e conforme prescrição de profissional da saúde qualificado;
2. as quantidades restantes dos medicamentos, ao final do tratamento, devem ser armazenadas em condições e por tempo determinados nas respectivas bulas;
3. os medicamentos não devem ser consumidos novamente, exceto em caso de nova prescrição;
4. os medicamentos não devem ser compartilhados com outras pessoas.

O debate sobre o descarte de medicamentos será rico para abordar conceitos químicos, como o balanço entre a contaminação de cursos d'água e solo pelo descarte incorreto (em esgoto ou lixo comum) e a possível contaminação do ar pela incineração durante o descarte correto (em postos de coleta).

Sugere-se que o professor incentive os estudantes a pensar em maneiras de garantir que os impactos ambientais do descarte correto de medicamentos sejam, de fato, mínimos.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 49)

1. Os símbolos que devem aparecer no rótulo da soda cáustica são:



É o símbolo de substâncias venenosas (tóxicas), que não devem entrar em contato com a pele nem ter seus vapores inalados.



Identifica substâncias cáusticas ou corrosivas.

Ilustrações: João Anselmo/
Arquivo da editora

2. Não; os cabelos longos e soltos podem passar por uma chama ou entrar em contato com algum líquido tóxico e provocar um acidente.
3. Não, pois expõe os braços a respingos de substâncias tóxicas ou corrosivas.
4. Manusear o fogo, o fogão e materiais quentes com muito cuidado. Utilizar pinças e luvas térmicas para manusear materiais aquecidos. Pessoas com cabelos longos devem mantê-los presos.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 50)

1. Alternativa c.
I. Substâncias corrosivas
II. Substâncias inflamáveis
III. Substâncias ambientalmente perigosas
Materiais radioativos
2. Alternativa d.

Com a mistura, houve transformação química, que produziu rapidamente gases tóxicos.

3. Alternativa b.
Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.
4. Alternativa e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 51)

1. Alternativa c.
2. Alternativa e.
3.



1



2



3



4



5



6

Reprodução/
UNICAMP, 2017

a) Etanol (3); amônia (6); argônio (5); alimento modificado (2); glúten (1).

Capítulo 5

Matéria e seus estados físicos – Energia

Objetivos do capítulo

- Descrever como ocorrem as mudanças de estado físico nos universos micro e macroscópico;
- reconhecer que as substâncias puras têm temperaturas de ebulição e fusão constantes;
- interpretar e construir gráficos.

Sugestões de abordagem

Com uma espiriteira (espécie de lamparina a álcool) e algumas pedras de gelo, o professor pode discutir os estados físicos da matéria e suas mudanças, aproveitando para mencionar os nomes das transformações físicas e estabelecer comparação macroscópica com a estrutura microscópica.

Utilizando iodo (I_2) sólido, pode-se mostrar a sublimação. Para isso, deve-se aquecer o iodo dentro

de uma garrafa de vidro ou de um tubo de ensaio fechado.

Acreditamos que, além do conceito de TF e TE, devemos ensinar aos alunos como interpretar uma tabela e um gráfico, como construir um gráfico utilizando os dados de uma tabela e vice-versa.

É importante que os alunos percebam que uma substância é mais bem caracterizada quanto maior o número de propriedades conhecidas referentes a ela.

EXPLORE SEU MUNDO – A ÁGUA “SUMIU” OU NÃO? (p. 59)

As respostas consistem das prováveis observações que serão feitas com a realização da atividade prática.

1. Correta.
2. Diminui.
3. Diminui mais lentamente do que no sistema A.
4. Sistema A, está aberto.
5. Mesmas condições de realização do procedimento, de modo que a diferença entre os mesmos deve ser somente o fato de um deles constituir um sistema aberto e o outro um sistema fechado.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 60)

1. Fusão e vaporização (evaporação).
2. I. Líquido.
II. Solidificação.
3. a) Evaporação.
b) Condensação.
c) Condensação.
4. I. O gelo ao se fundir absorve calor da mão (processo endotérmico), proporcionando a sensação de frio.
II. Quando uma pessoa sai da piscina ou do mar, a água presente na superfície de sua pele absorve calor do seu corpo e evapora (processo endotérmico), proporcionando a sensação de frio.
5. a) Entre 0°C e 100°C .
b) Vapor.
c) Condensação do vapor de água ao encontrar uma superfície fria.
6. Alternativa c.
7. Alternativa b.
A água pura à pressão de 1 atm, abaixo de 0°C água encontra-se no estado sólido, de 0°C a 100°C encontra-se no estado líquido e acima dessa temperatura torna-se gasosa; portanto:
A – sólida, C – líquida e E – gasosa.
8. I. a) A–J
b) C–H
c) E–F
d) B–I
e) D–G
II. a) Temperatura de fusão = t_1
b) Temperatura de ebulição = t_2
c) Temperatura de condensação = t_2
d) Temperatura de solidificação = t_1
III. Absorção.
IV. Liberação.
9. a) Sólidos
b) Líquidos
c) Pela densidade.
10. Alternativa b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 63)

1. Alternativa b.
2. a) Quente.
b) Com vento.
c) Sem chuva.
d) Estendida, maior superfície.
3. a) O ciclo da água.
b) Evaporação e condensação.
c) A água que evapora é pura.
4. Alternativa a.
5. I. a) 328 °C.
b) 1620 °C.
c) Sólido.
d) Sólido e líquido.
e) Líquido.
f) Líquido e gasoso.
g) Gasoso.
II. a) 1620 °C.
b) 328 °C.
6. Alternativa a.
I. Correta.
II. Falsa. O trecho destacado indica a fusão.
III. Correta.
IV. Correta.

V. Falso. A ebulição é caracterizada pela passagem do estado líquido para o estado gasoso.

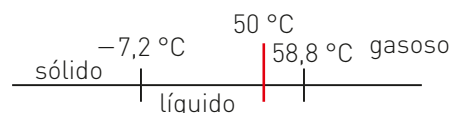
7. Alternativa b.

8. Alternativa e.

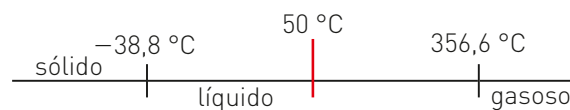
9. Alternativa d.

Somente o bromo e mercúrio estarão líquidos à temperatura de 50 °C. Observe o esquema a seguir:

Bromo:



Mercúrio:



10. Alternativa e.

11. Alternativa d.

12. Alternativa b.

13. Alternativa c.

14. Alternativa d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 67)

1. Alternativa d.
2. Alternativa a.
I. Correta. Enquanto houver água no recipiente, a temperatura não ultrapassará 100 °C; logo, o alimento não funde.
II. Errada. Durante a ebulição da água ao nível do mar a temperatura fica constante em 100 °C.
III. Errada. A temperatura da água permanecerá em 100 °C.
3. Alternativa b.
O processo de transpiração faz parte do ciclo da água. Quanto maior a umidade relativa do ar, maior a concentração de água na atmosfera.
4. Alternativa a.

5. Alternativas corretas: 02 e 04.

Substância	Temperatura de fusão (0 °C) (sólido → líquido)	Estado líquido	Temperatura de ebulição (0 °C) (líquido → gasoso)
Água	0	25 °C	100
Cloro	-101		-35
Oxigênio	-218		-183
Ácido sulfúrico	10	25 °C	338

01) Incorreta. À temperatura ambiente, a água e o ácido sulfúrico estão no estado líquido.

02) Correta. Na temperatura de 150 °C apenas o ácido sulfúrico é líquido, pois a ebulição ocorre a 338 °C.

04) Correta. Numa mesma temperatura em que se pode encontrar a água e o ácido sulfúrico no estado sólido já se pode encontrar o cloro e o oxigênio no estado gasoso.

cloro	-35 °C (TE)
oxigênio	-183 °C (TE)

08) Incorreta. A temperatura de ebulição dos gases cloro e oxigênio tende a diminuir em altitudes elevadas.

6. Alternativas c e d.

Entre B e C ocorre a condensação e entre D e E ocorre a solidificação. Como as mudanças de estado ocorrem com temperatura constante, trata-se de uma substância pura.

7. Alternativa a.

A partir das informações apresentadas temos que a sucata, composta aproximadamente de 63% de estanho e 37% de chumbo é uma mistura eutética, ou seja, que apresenta temperatura de fusão constante (183°C), como apresentado pelo gráfico referente a esta mistura.

8. Alternativa b.

$$d_A = \frac{2 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 2 \text{ g/mL}$$

$$d_B = \frac{2 \text{ g}}{2 \text{ mL}} = 1 \text{ g/mL}$$

$$d_C = \frac{1 \text{ g}}{2 \text{ mL}} = 0,5 \text{ g/mL}$$

$$d_{\text{amostra}} = \frac{25 \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 0,5 \text{ g/mL} \therefore \text{a amostra é do material C}$$

$$TF_C \cong 10 \text{ °C}; TE_C = 60 \text{ °C}.$$

Atividade prática – De onde surge a água? (p. 70)

Este é um experimento simples, que pode ser solicitado aos alunos como pré-requisito para iniciar a explicação sobre mudanças de estado. Espera-se que boa parte dos alunos se lembre desse assunto, visto no Ensino Fundamental II.

1. Sólido e líquido.

2. Fusão.

3. Líquido.

4. Pela condensação do vapor de água existente no ar dentro do copo.

5. Líquido.

6. a) Incorreta.

b) O vidro não é poroso.

Capítulo 6

Composição da matéria

Objetivos do capítulo

- Diferenciar os conceitos de mistura e de sistema;
- classificar visualmente as misturas e os sistemas em homogêneos e heterogêneos;
- organizar dados e comparar grandezas.

Sugestões de abordagem

Substâncias e mistura

Levar para a sala de aula água destilada, garrafa de água mineral com a composição no rótulo,

álcool hidratado (por exemplo, 96° GL), um pacote de sal (sal de cozinha iodado) e um pacote de açúcar. Em seguida, discutir a composição em cada caso, conceituando e diferenciando substância composta e mistura. Apresentar também a composição de algumas ligas (ouro 18 quilates, aço, etc.).

Tipos de misturas

Utilizar água, álcool, sal, óleo e granito e construir sistemas com duas dessas substâncias cada. Explicar o conceito de fase e, no final, criar um sistema com todas as substâncias mencionadas.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 78)

1. Mistura.
2. Substância pura.
3. H_2 e O_2 .
4. H_2O .
5. I. Mistura, com ouro, prata e/ou cobre.
II. Mistura, com água, Vitamina C e várias outras substâncias.
III. Mistura com água e várias outras substâncias dissolvidas.
IV. O NaCl é uma substância pura.
V. Mistura, com água e sais dissolvidos.
VI. Substância pura, contém apenas o metal cobre.
6. I e II, que contém apenas água.
7. III (água + sal) e IV (água + óleo).
8. I e III, sistemas monofásicos.
9. II e IV, sistemas bifásicos.
10. IV, mistura bifásica.
11. III, mistura monofásica.
12. I. 1 fase, 2 componentes.
II. 2 fases, 2 componentes.
III. 2 fases, 3 componentes.
IV. 4 fases (água + sal e granito, que apresenta 3 fases); 5 componentes (água, sal, e no granito, quartzo, feldspato e mica).
13. 3 fases (gelo, solução de água e sal e sal não dissolvido) e 2 componentes (água e sal).
14. Mistura.
15. Não, pois se trata de uma mistura.
16. A – álcool
B – água
17. O álcool. Apresenta menor temperatura de ebulição, indicando a sua maior volatilidade.
18. A água congelou. O álcool não congela, pois um congelador doméstico não consegue resfriar as amostras até $-117\text{ }^\circ\text{C}$, temperatura na qual a amostra de álcool solidificaria.
19. A – Água: O gelo é menos denso que a água líquida, flutuando na mesma.
B – Álcool: O gelo é menos denso do que o álcool líquido, afundando no mesmo.
20. Os valores devem ficar compreendidos entre a densidade da água e do álcool.
21. I. Correta. Caso inicialmente a fase líquida seja constituída por álcool.
II. Incorreta.
III. Incorreta.
IV. Correta. Com a adição de álcool, pode ocorrer a diminuição da densidade da fase líquida, fazendo com que o gelo afunde na mesma.
22. I – Mistura.
II – Substância Pura.
III – Mistura.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 81)

1. Alternativa c.
2. Balão laranja: substância pura.
Balão azul: mistura.
3. Balão laranja: 1.
Balão azul: 4.
4. Ambos homogêneos, pois são mistura de gases.
5. a) 1 fase (todo sistema gasoso é homogêneo) e 3 componentes.
b) 4 fases – álcool hidratado (1 fase) e granito (3 fases).
5 componentes – álcool etílico hidratado (etanol + álcool) e granito (3 componentes).
6. Alternativa a.
7. Alternativa e.
8. Alternativa d.
9. Alternativa d.
- c) 2 fases (cada sólido é uma fase)
2 componentes
2 componentes (água e açúcar)

10. Alternativa d.

11. Alternativa d.

12. Alternativa a.

13. Alternativa a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 83)

1. I. Mistura.

II. O_2 , CO_2 e H_2O .

III. O_2 .

IV. CO_2 e H_2O .

2. Alternativa a.

3. a) Gás carbônico e gás oxigênio.

b) Gás carbônico.

4. Alternativa d.

5. Alternativa e.

6. Alternativa b.

7. Alternativa b.

8. Alternativa a.

9. Alternativa e.

10. Alternativa e.

EXPLORE SEU MUNDO – SISTEMA HOMOGÊNEO OU HETEROGÊNEO? (p. 84)

Águas minerais são sempre misturas, com aspecto de sistema homogêneo. Se a água for gaseificada, pode ter aspecto de sistema homogêneo, quando estiver em repouso, ou heterogêneo, se liberar o gás carbônico em seu interior. A liberação de gás aumenta quando a pressão sobre a água diminui – é por esse motivo que a carbonatação da água natural se faz a alta pressão. Assim, ao abrir a garrafa, o gás dissolvido na fase líquida passa para a fase gasosa, formando bolhas. Os alunos também podem perceber que a liberação de gás varia com a temperatura da água: quanto maior a temperatura, maior a liberação de gás.

Leia, analise e responda – Água do mar (p. 85)

1. Mistura de água e sais dissolvidos.

2. Mistura homogênea.

3. O gás oxigênio.

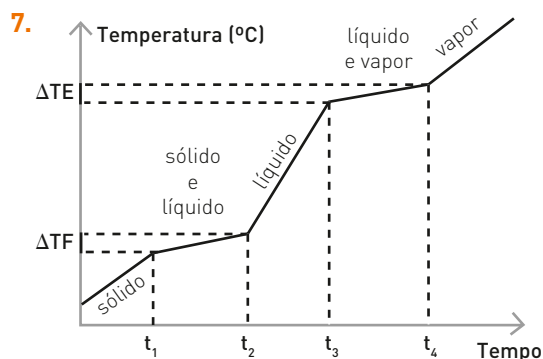
4. C. Como a água do mar Vermelho tem uma maior quantidade de sais dissolvidos, para um mesmo volume possui maior massa.

5. III, VI. Como a água do mar Vermelho é a que tem maior quantidade de sais dissolvidos, para um mesmo volume possui uma massa maior que a água do litoral brasileiro.

Como a água do mar Báltico é a que tem menor quantidade de sais dissolvidos, para um mesmo volume possui uma massa menor que a água do litoral brasileiro.

6. $\begin{cases} 1 \text{ L de água} & \text{---} 40 \text{ g de sais} \\ 10^3 \text{ de água} & \text{---} m \\ m = 40 \cdot 10^3 = 40 \text{ kg de sais.} \end{cases}$

$\begin{cases} 40 \text{ kg} & \text{---} 100\% \\ x & \text{---} 80\% \\ x = 32 \text{ kg de cloreto de sódio.} \end{cases}$



Capítulo 7 Separando misturas

Objetivos do capítulo

- Identificar e diferenciar o equipamento e o procedimento a ser utilizado na separação de mistura;
- entender que muitas vezes serão necessários mais de um equipamento e procedimento para separar os componentes de uma única mistura.

Sugestões de abordagem

Para criar misturas e discutir métodos para separá-las, o professor poderá utilizar areia, sal, limalha de ferro, ímã, água, coador com filtro de papel e óleo.

Exemplos:

- areia + limalha
- água + sal
- areia + sal
- água + óleo
- água + areia

É fundamental discutir as técnicas mais importantes, como a destilação, devido à sua larga utilização no dia a dia e na indústria. Nesse caso, pode-se utilizar a Atividade prática parte I deste capítulo (p. 112).

Com respeito à cromatografia, realizar em sala a Atividade prática parte II deste capítulo (p. 112).

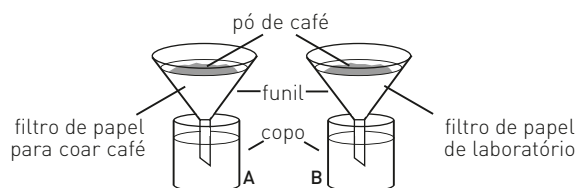
Havendo tempo, sugerimos que o professor aborde os aspectos sociais e ambientais da mineração. Para tanto, discuta com os alunos as devastações ambientais causadas nas áreas das mineradoras e o problema do acúmulo de pilhas de escórias de fer-

ro, principalmente na região de Ipatinga, em Minas Gerais. Recomendamos ainda a realização de um debate a partir da seguinte pergunta: “A empresa mineradora é responsável por remediar os danos ambientais por ela causados?”.

Os aspectos químicos do tratamento da água serão vistos ao longo do livro, por isso é importante focalizar principalmente as técnicas de separação de misturas empregadas no processo de purificação. Sempre que possível, sugerimos que o professor retome as técnicas de segurança a serem adotadas em laboratórios e no manuseio de produtos químicos.

Algo a mais

Com a realização do experimento a seguir, o aluno perceberá a ação de diferentes tipos de filtro, bem como a influência do tempo no processo de extração.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Acrescentar, simultaneamente, água em ebulição aos dois sistemas representados na figura — no sistema A, usa-se filtro de coar café; no sistema B, filtro de laboratório.

Comparar, em cada um dos processos, o tempo de extração e o sabor do café obtido.

Conexão Tratamento e uso correto da água (p. 96)

O texto aborda o tratamento da água e discute a necessidade do uso consciente da água potável. Apresenta dicas para diminuir o consumo e evitar o desperdício de água, além de fornecer dados do consumo diário de água por indivíduo.

Refleta

Resposta pessoal. Espera-se que os estudantes observem a conta de água de sua residência e avaliem seu consumo, comparando com o consumo médio brasileiro.

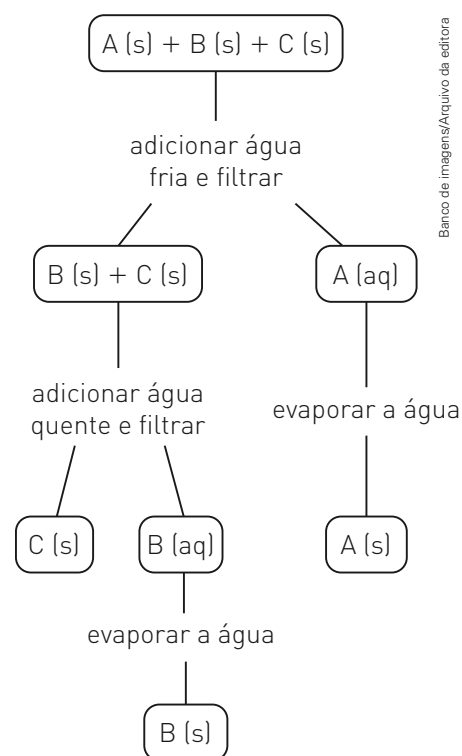
EXPLORE SEU MUNDO – IMPROVISANDO (p. 98)

Em geral, o instrumental criado pelos alunos com os materiais propostos vai simular um funil de bromo. O professor pode usar esta atividade simples para pedir um relatório em que constem o croqui do aparelho e a descrição da montagem. Faça notar que o funil deve funcionar sozinho e manter-se em equilíbrio — assim, é preciso projetar o suporte também. Soluções criativas podem aparecer, em que o suporte é feito com a própria garrafa PET. Não deixe de comentar todas as soluções, publicar e compartilhar os relatórios.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 98)

1. I. E; II. C; III. D; IV. A; V. B.
2. a) Filtração.
b) Extração.
3. Alternativa b.
4. a) Mistura de água e substâncias extraídas do mate.
b) Do mate, foram extraídas pela água quente.
c) Extração (dissolução fracionada).
d) Não, pois a água quente dissolve melhor as substâncias contidas na folha do mate.
e) Na preparação de chá e de café.
5. a) Impurezas sólidas maiores que os poros da placa.
b) Não, pois ainda apresenta substâncias dissolvidas que não foram adsorvidas pelo carvão em pó.
6. Alternativa a.
7. Destilação simples. Nesse processo, os vapores da substância mais volátil condensam e são separados das substâncias não voláteis.

8.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 100)

1. Alternativa b.
2. Alternativa d.
3. Alternativa d.
4. Alternativa b.
5. Alternativa c.
6. Alternativa a.
7. A – III
B – II
C – I
8. Alternativa a.
9. Alternativa c.
10. a – II; b – V; c – I; d – III; e – IV.
11. Alternativa d.
12. Alternativa b.
Como um sólido volumoso de textura gelatinosa é formado, das alternativas fornecidas a filtração

seria o processo utilizado, já que separaria fase sólida de fase líquida.

13. Alternativa c.

Nas estações de tratamento a água que será consumida pela população precisa passar por uma série de etapas que possibilite eliminar todos os seus poluentes.

14. a) Nas grades são retirados materiais sólidos como papel, plástico, madeira, etc. (peneiração). Porém, o esgoto ainda não sofre tratamento nesta etapa. No decantador primário ocorre a sedimentação das partículas mais densas.
b) No decantador secundário o material sólido que restou do decantador primário sedimenta; porém, mesmo após a aeração (processo no qual o ar provoca a multiplicação de microrganismos que se alimentam do material orgânico), essa água ainda não sofreu desinfecção.

15. a) Destilação fracionada
b) Misturas homogêneas entre líquidos (exemplos: petróleo; água + etanol)
16. Alternativa b.

A filtração separa o caldo de cana dos resíduos sólidos. A evaporação elimina parte da água e faz com que o açúcar se solidifique (precipite). A destilação fracionada separa o álcool da mistura.

Desafiando seus conhecimentos (p. 105)

1. Alternativa b.
2. a) Mistura I. O resíduo sólido era areia.
b) Mistura III. O resíduo sólido era NaCl.
3. Alternativa d.
4. Alternativa a.
5. Alternativa a.
6. Alternativa b.
7. Alternativa c.
8. Alternativa a.
9. Alternativa d.
10. Alternativa a.
11. Alternativa b.
12. Alternativa d.
13. Alternativa b.
14. Alternativa b.
15. A substância A se funde durante 15 minutos, enquanto a substância B se funde durante 20 minutos. Assim, podemos afirmar que a substância A se funde mais rapidamente.
À temperatura ambiente, ambas as substâncias se encontram na fase líquida, com A apresentando ponto de ebulição 50 °C e B apresentando ponto de ebulição 118 °C.
Nesse caso, a mistura homogênea deverá ser separada por destilação fracionada, recolhendo-se o líquido mais volátil.
16. Alternativa b.
- a) Incorreta. O sólido 1 corresponde à substância C, pois somente essa substância é miscível em hexano (composto orgânico);
b) Correta. Após se separar do hexano, as substâncias A e B são colocadas em contato com água fria, onde ocorre a solubilização somente da substância A, separando da substância B, que é insolúvel na água fria.

- c) Incorreta. O sólido 3 corresponde à substância A, insolúvel em água fria.
d) Incorreta. Os processos II e IV correspondem à separação por decantação.
e) Incorreta. Os processos III e VI correspondem à separação por destilação, a fim de separar 2 substâncias miscíveis.

17. Alternativa b.
Operação 1: pode ser uma filtração ou decantação.
Operação 2: destilação simples.
Sistema heterogêneo (G): separação em duas fases, uma sólida (sólido (J), marrom) e outra líquida (L).
Conclusão: um componente sólido (J).
Líquido verde-claro (L): separação em duas outras fases, um sólido verde (M) e um líquido incolor (Q).
A temperatura de ebulição variou entre 115 °C e 130 °C, ou seja, não foi constante.
Conclusão: o sólido verde é constituído por um componente e o líquido incolor pode ser constituído por dois componentes.

18. a) O número 1 indica uma região bem quente do país e o balão que sofre aquecimento na destilação, indicando que nesses dois pontos a temperatura elevada acarreta a vaporização. O número 2 indica uma região mais fria do país e o condensador, indicando que nesses dois pontos ocorre a condensação.
O número 3 indica o balão em que ocorre o escoamento do líquido condensado no condensador, e assim, uma região do país em que ocorrem muitas precipitações (chuvas).
b) O regime atípico de chuvas nas regiões Centro-Oeste e Sudeste foi de pouca precipitação. Isso ocorreu, pois a massa de ar tropical continental (4) é quente e seca e desviou a massa quente e úmida proveniente da região 1, impedindo que chegasse até a região 3 e precipitasse.

O texto apresenta a quantidade de água utilizada para a obtenção de alguns produtos. Se possível, explore esse tema de forma interdisciplinar, trabalhando em conjunto com o professor de Geografia.

Refleta

"Água virtual" associada à cesta básica nacional:

Alimentos	Total de água necessária (L)
Carne (gado)	93 000
Leite	15 000
Feijão	26 325
Arroz	10 200
Farinha	1 950
Batata	1 800
Legumes (tomate)	8 550
Pão francês	18 000
Café em pó	7 200
Frutas (banana)	5 500
Açúcar	5 400
Banha/óleo de soja	8 100
Manteiga	16 200
TOTAL	217 225



(p. 111)

A água potável pode ser considerada um bem finito, uma vez que, mesmo que seja possível tratar a água, nem todas as fontes disponíveis no planeta são facilmente tratáveis, de modo que o encarecimento dos métodos de obtenção e tratamento poderiam causar um aumento do preço da água, impedindo assim que parte da população tenha acesso a ela.

Do ponto de vista químico e quantitativo, o volume de água presente no planeta seria constante; no entanto, as reflexões feitas acima podem ser consideradas para a discussão dessa questão.

Atividade prática (p. 112)

Entre os materiais e equipamentos que os alunos têm à disposição em casa, estes dois experimentos são plausíveis de serem executados e mostram dois processos de separação de misturas.

I. Para separar sal de areia

1. Não.
2. Água e sal.
3. Evaporação ou destilação comum.

II. Cromatografia em papel

1, 2 e 3. O número de componentes, as cores observadas e a cor mais afastada variam de acordo com as tintas utilizadas.

4. O componente que se encontrar na parte superior da tira terá moléculas de tamanho menor.
5. Solubilidade de diferentes componentes e velocidade de arraste.

Objetivos do capítulo

- Diferenciar as transformações físicas das transformações químicas;
- classificar as transformações em físicas ou químicas, em alguns casos usando evidências visuais.

Sugestões de abordagem

Transformações físicas e químicas

Utilizando uma vela acesa, o professor poderá discutir a ocorrência de duas transformações:

- a queima da parafina, que constitui um fenômeno químico;
- a fusão e a solidificação da parafina, um processo físico.

Outras transformações físicas que podem ser demonstradas são a fusão e a solidificação de uma solda. A queima de um pedaço de palha de aço é um exemplo de transformação química.

Equações químicas

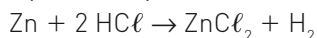
Ilustrações: João Anselmo/
Arquivo da editora



Em um tubo de ensaio, colocar zinco sólido e adicionar ácido clorídrico. A reação entre eles libera gás e calor.



Em seguida, apresentar a equação da reação:



Algo a mais

Proponha aos alunos o experimento a seguir.

Elevador de naftalina

Material

- 10 g de pó de mármore triturado
- 100 mL de vinagre (ácido acético)
- 3 bolinhas de naftalina
- 1 proveta de 100 mL

Procedimento

Coloque na proveta o pó de mármore (10 g) e 100 mL do vinagre. Depois, acrescente 3 bolinhas de naftalina. Observe o que acontece e responda às questões:

- Nesse experimento, ocorreu uma transformação química ou física? Justifique sua resposta pela observação visual.
- Da mistura do vinagre com o pó de mármore, cujos principais componentes são, respectivamente, o ácido acético e o carbonato de cálcio, formam-se acetato de cálcio, gás carbônico e água. Identifique os reagentes e os produtos. Escreva em seu caderno a equação que representa a reação.
- Ao redor das bolinhas de naftalina, podemos observar uma camada formada por pequenas bolhas. Qual substância constitui essas bolhas? Como denominamos a interação entre as bolhas e a naftalina?
- Como você explica o deslocamento das bolinhas de naftalina para a superfície do líquido quando surge a camada de pequenas bolhas? Ao alcançar a superfície, as bolinhas começam a afundar. Por quê?

Fundamentando seus conhecimentos (p. 116)

- Ocorreu uma mudança de estado em I. Nessa situação, o butano, que se encontra no estado líquido, passa para o estado gasoso por evaporação (vaporização).
 - Uma transformação química é representada em II, em que a substância butano é transformada em gás carbônico e vapor de água após reagir com gás oxigênio.
- Alternativa a.
No processo de ebulição não ocorre uma transformação na composição da matéria (apenas uma mudança no estado de agregação). Assim, o vapor de água é constituído por moléculas do mesmo tipo de substância.
- Física, pois não ocorre mudança na composição da matéria apenas na forma como está organizada.

4. a) Celulose.
b) Madeira.
c) Física, pois só modifica a aparência da substância.
d) Química, pois altera a composição do papel, transformando-o em cinzas, gases e outras substâncias.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 117)

1. a) Físico. j) Químico.
b) Físico. k) Químico.
c) Químico. l) Químico.
d) Físico. m) Físico.
e) Químico. n) Químico.
f) Químico. o) Químico.
g) Físico. p) Físico.
h) Químico. q) Físico.
i) Físico. r) Químico.
2. Alternativa b.
Fenômenos químicos são aqueles que alteram a estrutura interna da matéria, assim, qualquer combustão ou queima caracteriza um fenômeno químico, como exemplos o texto cita a queima do gás e do pão. Os demais fenômenos destacados são fenômenos físicos, processos reversíveis, que não alteram a estrutura da matéria.
3. Alternativa e.
a) A queima da vela trata-se de uma reação de combustão.
- b) A corrosão é uma reação que ocorre entre o ferro e o oxigênio.
c) A fumaça lançada na atmosfera pela chaminé das indústrias é resultado de diferentes tipos de reações químicas.
d) O acendimento do fogão, também, é uma reação de combustão.
e) A filtração é um processo físico de separação de misturas, não ocorre nenhuma reação química nesse processo.
4. Alternativa b.
Um dos testes consistiu em colocar uma fração da amostra em um equipamento e aquecê-la até o plástico derreter.
A fusão da amostra é classificada como um fenômeno físico (mudança de estado).
5. Alternativa d.
6. Alternativa e.
7. Alternativa c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 118)

1. Alternativa a.
2. Alternativa d.
3. Alternativa b.

Unidade 3 – A estrutura atômica

Objetivos da unidade

A unidade 3 dá início ao estudo do átomo. Nela, novamente serão discutidos aspectos macro e micro da matéria, relacionando-os agora com sua constituição atômica.

Como objetivo desta unidade, esperamos que os alunos consigam:

- saber como os filósofos e cientistas das culturas antigas concebiam a constituição da matéria;
- entender e trabalhar com as leis ponderais;
- relacionar os aspectos microscópicos do modelo de Dalton com as leis ponderais para quantificar os aspectos macroscópicos da matéria;
- reconhecer as partículas subatômicas.

Ideias iniciais

O professor pode utilizar a imagem e o texto de abertura para perguntar para os alunos qual seria uma explicação possível para a ocorrência do fenômeno da aurora boreal e assim identificar possíveis concepções que os alunos apresentam sobre o mesmo e sobre os fenômenos de emissão de luz e radiação.

Após esse debate inicial pode-se comentar com os alunos que esse fenômeno está relacionado com as concepções de modelos atômicos que serão estudados na unidade, instigando a reflexão sobre qual modelo poderia explicar o fenômeno, conforme os mesmos vão sendo apresentados.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 4 maio 2018.

- Aston e a descoberta dos isótopos – *Química Nova na Escola*, nº 10, p. 32: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc10/historia.pdf>>.
- Os noventa anos de *Les Atomes* (artigo sobre o livro *Les Atomes*, de Jean Perrin, lançado em 1913, que se tornou um marco na história das ciências) – *Química Nova na Escola*, nº 10, p. 32:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc17/a09.pdf>>.

- O Congresso de Karlsruhe e a busca de consenso sobre a realidade atômica no século XIX (congresso realizado em 1860 para discutir definições de átomos, moléculas e equivalentes e trazer consenso às disputas nesse campo) – *Química Nova na Escola*, nº 26, p. 24: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc26/v26a07.pdf>>.
- História do pai da Química moderna: <<http://educacao.uol.com.br/biografias/antoine-laurent-lavoisier.jhtm>>.
- YouTube – Vídeo sobre a história de Lavoisier e suas descobertas: <<http://www.youtube.com/watch?v=fCfLW8SCmcQ#t=00m18s>>.
- YouTube – Vídeo sobre a ampola de Crookes: <<http://www.youtube.com/watch?v=UavibT0fFJw>>.
- YouTube – Vídeo sobre raios catódicos (em espanhol): <<http://www.youtube.com/watch?v=1dPv5WKBz9k&feature=related>>.
- YouTube – Vídeo sobre o experimento de Rutherford: <<http://www.youtube.com/watch?v=4ai9UM5W0B8&feature=endscreen&NR=1>>.
- Pesquisa sobre tubos catódicos e descarte de resíduos tecnológicos: <<http://nti.ceavi.udesc.br/e-lixo/index.php?makepage=composicao>>.
- Pesquisas sobre riscos envolvendo fogos de artifício: <<http://www.saude.sp.gov.br/ses/noticias/2011/junho/saude-alerta-para-risco-de-acidentes-com-fogueiras-e-fogos-de-artificio-nas-festas-juninas>>.

Capítulo 9 História da Química

Objetivos do capítulo

- Identificar os símbolos criados por Dalton;
- diferenciar substâncias puras simples de substâncias puras compostas;
- descrever o elemento químico segundo Dalton;
- desenvolver um método de organização a ser usado nas aplicações das leis ponderais.

Sugestões de abordagem

O professor pode mencionar algumas realizações atuais, tais como artérias de plástico, marca-passos, naves espaciais, etc., e com isso explicar como a evolução da Química aconteceu, mostrando que o conhecimento é acumulativo.

Sugerimos que o professor deixe claro ao aluno que antigamente nem todos acreditavam na existência de átomos. Havia uma corrente que aceitava a existência dessa partícula e outra que a negava, acreditando que tudo era constituído por quatro elementos: água, terra, fogo e ar. E foi a partir dessa ideia que os alquimistas descobriram muitas substâncias e técnicas de laboratório.

Deve-se esclarecer também que, uma vez descobertas essas substâncias, a necessidade de quantificar a matéria tornou-se importante. Pode-se acrescentar que, por causa disso, passou-se a pesar as substâncias em balanças e, daí, surgiram as leis ponderais.

Recomendamos ainda que o professor relacione a existência das leis ponderais com o nascimento da Teoria de Dalton e o surgimento do primeiro modelo atômico.

Apresente aos alunos os novos símbolos da linguagem química criada por Dalton.

Para demonstrar a validade da lei de Lavoisier, o professor poderá pesar em separado um balão volumétrico com água e um balão de borracha contendo antiácido triturado. Acoplar o balão de borracha ao balão volumétrico, despejando o antiácido na água.

A ocorrência da reação é evidenciada pelo desprendimento de gás (balão de borracha cheio). Em seguida, pesar o sistema final.

Quanto à ideia de Dalton, existem várias maneiras de o professor mostrar que em uma reação química os átomos simplesmente se arranjam.

Uma delas, apropriada para a faixa etária dos alunos, é montar um sistema formado por um parafuso, duas porcas e uma arruela de pressão. Mostrar inicialmente essas peças separadas e, depois,

unidas. Assim, pode-se estabelecer uma proporção entre a quantidade de parafusos, porcas e arruelas por unidade no sistema e também indicar que existe uma proporção de massa, atribuindo às peças massas arbitrárias.

Procedimentos dos alquimistas

Os alquimistas não tinham conhecimento das reações químicas que hoje são conhecidas. Por esse motivo, muitas vezes se deixavam enganar pelas aparências e por seu desejo de produzir metais preciosos. Veja um exemplo a seguir.

Em um manuscrito do século III d.C., aparece esta “receita” para transformar cobre em prata:

Misturam-se duas partes de terra consagrada, quatro partes de mercúrio e duas partes de estanho ou zinco fundidos. Essa mistura deve recobrir a peça de cobre e ser levada ao forno por sete noites.

A peça assim tratada adquire uma aparência externa de prata. Na verdade, forma-se uma liga entre os metais, que serve de revestimento para o cobre.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 129)

1. I – A; II – C e III – B.

2. Alternativa d.

Para que se verifique a Lei de Lavoisier, é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.

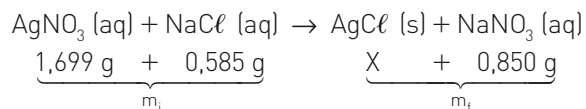
3. O sólido colocado era palha de ferro, considerando que o sistema apresentado está aberto, temos válido que:



Um aumento de massa será observado devido à incorporação do gás oxigênio ao produto final sólido.

4. Alternativa b.

Determinamos X por meio da Lei da conservação das massas:



$$m_i = m_f$$

$$1,699 \text{ g} + 0,585 \text{ g} = X + 0,850 \text{ g}$$

$$X = 1,434 \text{ g}$$

5. a) $x = 44 \text{ g}$

$$a = 6 \text{ g}$$

$$b = 160 \text{ g}$$

$$y = 220 \text{ g}$$

b) x: Lavoisier.

b: Proust.

c) Lei de Proust.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 130)

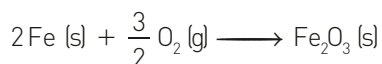
1. Alternativa d.

A lei de Lavoisier somente pode ser verificada em recipientes fechados.

2. Alternativa a.

Um aumento de massa será observado devido à incorporação do gás oxigênio ao produto final sólido.

3. Alternativa b.



$$112\text{ g} \longrightarrow \frac{3}{2} 32\text{ g} \longrightarrow 160\text{ g}$$

$$112\text{ g} \longrightarrow 48\text{ g} \longrightarrow 160\text{ g}$$

$$4. X = 44\text{ g}$$

$$Y = 50\text{ g}$$

$$Z = 28\text{ g}$$

$$W = 14\text{ g}$$

$$T = 11\text{ g}$$

$$R = 5\text{ g}$$

$$U = 2,2\text{ g}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 131)

1. A lei da conservação das massas não foi observada, pois as reações envolvem gases e as experiências não foram realizadas em sistema fechado.

2. Alternativa e.

3. Alternativa a.

No sistema I, como o prato B desce, devemos adicionar massa ao prato A. No sistema II, por sua vez, como o prato D desce, devemos retirar parte de sua massa.

$$4. x = 44\text{ g}$$

$$e = 212\text{ g}$$

$$a = 84\text{ g}$$

$$f = 88\text{ g}$$

$$b = 53\text{ g}$$

$$g = 1060\text{ g}$$

$$c = 9\text{ g}$$

$$h = 180\text{ g}$$

$$d = 336\text{ g}$$

$$i = 440\text{ g}$$

5. Alternativa d.

Como a proporção de massa sempre será mantida, teremos:

$$0,32 + 0,48 + X = 0,9$$

$$X = 0,18$$

Observando a proporção entre os experimentos I e II, observamos que o experimento II é 4 vezes maior do que o experimento I; pela lei das proporções constantes, teremos que:

$$Y = 0,48 \cdot 4 \Rightarrow Y = 1,92$$

$$Z = 0,98 \cdot 4 \Rightarrow Z = 3,92$$

Analisando as alternativas, teremos:

$$a) \frac{Y}{X} = \frac{1,92}{0,18} \neq 10,67 > 4$$

Falsa.

$$b) Z < (X + Y)$$

$$3,92 < (0,18 + 1,92), \text{ portanto:}$$

$$3,92 > 2,10$$

Falsa.

$$c) \frac{Y}{0,48} = \frac{X}{0,72}$$

$$\frac{1,92}{0,48} = \frac{0,18}{0,72} \Rightarrow 4 \neq 0,25$$

Falsa.

$$d) \frac{0,72}{X} = \frac{Z}{0,98} \Rightarrow \frac{0,72}{0,18} = \frac{3,92}{0,98} \Rightarrow 4 = 4.$$

Verdadeira.

6. Alternativa c.

EXPLORE SEU MUNDO – PESAGENS (p. 133)

A proposta da atividade tem por objetivo analisar a variação de massa do sistema aberto onde ocorre a reação. Os comprimidos efervescentes são associações entre ácidos orgânicos, como o ácido cítrico, e bases carbonadas, como o bicarbonato de sódio. Na reação em meio aquoso, há produção de gás carbônico, CO_2 , que escapa do sistema. Assim, o aluno observa que a soma das massas antes da reação é maior que a soma das massas após a reação. Esse fato pode causar estranheza, uma vez que se assegura que a conservação da massa sempre ocorre. A questão é que, em sistemas abertos, nem sempre ela pode ser observada. Espera-se que o estudante compreenda que, em situações que envolvem gases, a conservação de massa somente é observada em sistemas fechados.

Objetivos do capítulo

- Reconhecer a natureza elétrica da matéria;
- perceber que a partir do modelo de Thomson o átomo não era mais considerado indivisível;
- descrever a experiência de Rutherford.

Sugestões de abordagem

Sugerimos que o professor esclareça aos alunos que os trabalhos dos cientistas aconteciam sempre relacionados aos trabalhos de outros cientistas. A ideia de um era utilizada para novos trabalhos de outro.

Características elétricas da matéria

O professor pode explicar que essa característica da matéria é conhecida desde o século VI a.C. (Tales de Mileto, Grécia).

A produção de cargas elétricas por atrito pode ser demonstrada atritando-se canudos de refrigerante com um papel-toalha. Mostrar que os canudos se repelem entre si, mas são atraídos pelo papel.

Esses canudos, quando aproximados de um filete de água, conseguem desviar sua trajetória. Assim se introduz o conceito da existência de dois tipos de carga elétrica.



(p. 139)

Caso o átomo fosse maciço como Dalton previu, as partículas alfa não atravessariam a folha de ouro, mas sim seriam barradas e refletidas de volta.

EXPLORE SEU MUNDO – REPULSÃO E ATRAÇÃO (p. 140)

Esta atividade permite exemplificar os processos de eletrização por atrito e por indução. É importante ressaltar que os resultados podem variar de acordo com a umidade do ar (em dias secos essas demonstrações funcionam muito bem, porém, se o ar estiver muito úmido, cargas adquiridas pelos corpos atritados podem escoar, dificultando a visualização do experimento).

Fundamentando seus conhecimentos (p. 140)

1. Alternativa d.

- Dalton, que propôs uma ideia de átomo: maciço, indivisível e indestrutível, semelhante a uma “bola de bilhar”.
- Thomson, sua proposta era que o átomo seria uma esfera positiva, com cargas negativas incrustadas.
- Rutherford, baseado no experimento, onde bombardeou, com partículas alfa, uma fina lâmina de ouro, constatou que o átomo era composto por imensos espaços vazios, onde os elétrons orbitam ao redor de um núcleo pequeno e positivo, numa região chamada de eletrosfera.

2. a) Repulsão entre cargas de mesmo sinal. Os dois bastões atritados passam a apresentar o mesmo tipo de carga elétrica e, ao serem aproximados, se repelem.

b) Atração entre cargas de sinais opostos. Os tecidos e os bastões têm cargas elétricas de sinais opostos e, ao serem aproximados, se atraem.

3. Raios catódicos, formados por partículas de carga elétrica negativa, os elétrons.

4. Experimento A. O anteparo colocado no caminho dos raios barra a passagem dos elétrons.

5. Experimento B. Os raios lançados contra o moli-
nete fazem com que esse gire.
6. Experimento C. Os raios lançados em um campo
elétrico são desviados para o polo positivo.
7. I. Verdadeira.
II. Verdadeira.
III. Falsa. As partículas alfa, positivas, são refle-
tidas ou desviadas devido a interações com
os núcleos dos átomos que constituem a fo-
lha de ouro.
IV. Verdadeira.
V. Verdadeira.
VI. Verdadeira.

8. Alternativa a.
- a) Correta.
- b) Incorreta. O modelo atômico de Dalton não
contempla a existência da eletrosfera. De acor-
do com Dalton, o átomo era uma esfera maci-
ça, indivisível, indestrutível e sem carga.
- c) Incorreta. O modelo sucessor de Dalton foi o
de Thomson.
- d) Incorreta. No modelo de Dalton o átomo não
possuía cargas.
- e) Incorreta. O modelo proposto por Dalton não
previa a existência dos elétrons. O modelo atô-
mico que previa que os elétrons ocupam orbi-
tais com energias definidas é o de Bohr.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 142)

1. A bexiga encontra-se eletrizada.
2. Alternativa c.
3. I. Falsa. Thomson acredita que o átomo é cons-
tituído por uma espécie de “fluido” positivo no
qual estão incrustados os elétrons, partículas
de carga negativa e de dimensão menor que
a atômica; logo, para Thomson, o átomo não
é mais que uma estrutura indivisível.
II. Verdadeira.
III. Verdadeira.
IV. Falsa. O conceito de eletrosfera somente
será introduzido posteriormente no modelo
atômico de Rutherford.
4. a) IV – Chadwick descobriu os nêutrons em 1932,
trabalhando com material radioativo.
b) II – Dalton propôs o primeiro modelo que ex-
plicava as leis ponderais em 1808.
c) III – Thomson propôs o primeiro modelo que
explicava a existência de partículas com carga
elétrica em 1897, após seus trabalhos com
raios catódicos.
d) I – Demócrito, filósofo grego, propôs que a ma-
téria seria constituída por partículas indivisí-
veis, os átomos.
e) V – Rutherford propôs um modelo atômico que
descrevia o núcleo e a eletrosfera.

5. Alternativa b.

A partir do modelo atômico proposto por Ruther-
ford temos válido que o átomo é formado basicamente por duas regiões distintas:

- Núcleo: região central e densa que concentra praticamente toda a massa do átomo. É formado pelos prótons (partículas de carga positiva) e pelos nêutrons (partículas neutras).
- Eletrosfera: região periférica de maior volume formada a partir dos elétrons (partículas negativas de massa praticamente desprezível).

6. Alternativa a.

A imagem apresentada é uma representação do modelo de Rutherford (modelo nuclear).



7. Alternativa a.

O núcleo é uma pequena parte do átomo que concentra praticamente toda a sua massa e possui carga elétrica positiva, o que repele as partículas alfa que se aproximam.

8. Alternativa c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 143)

1. Alternativa d.

Para Dalton, os átomos são esferas maciças e homogêneas, indivisíveis e indestrutíveis. Átomos de elementos diferentes apresentam massa e tamanhos diferentes.

2. Alternativa a.

Os elétrons são partículas existentes nos átomos de todos os elementos químicos. Eles têm sempre a mesma massa e carga negativa, o que justifica o fato de eles serem atraídos em direção à placa de carga positiva.

3. Alternativa c.

- I. Correta; e por isso há formação de sombra.
- II. Correta; e por isso os raios são desviados em direção ao campo positivo.
- III. Incorreta; são constituídos por elétrons (as partículas alfa têm carga positiva).
- IV. Incorreta; esses experimentos foram conduzidos por Thomson, dando origem ao modelo do “pudim de passas”.

4. Alternativa a.

A afirmativa III descreve o modelo anterior, de Thomson, e a afirmativa IV, o modelo posterior, de Bhor, que dá uma primeira explicação sobre a estrutura da eletrosfera.

5. Alternativa a.

A composição metafísica presente no poema remete aos modelos atômicos propostos por Thomson, Dalton e Rutherford, como pode ser indicado pela associação a seguir:

- Thomson: “pudim de passas”;
- Dalton: “bolinhas se chocando”;
- Rutherford: “sistema solar”.

6. Alternativa d.

O físico britânico J. J. Thomson obteve a primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos ao realizar experimentos de investigação dos denominados “raios catódicos”. A partir desses experimentos, Thomson realizou a descoberta da primeira partícula subatômica que ficou conhecida como elétron.

Atividade prática – Levantando hipóteses e criando um modelo – uma caixa-surpresa (p. 145)

Professor, o objetivo do experimento não é descobrir o que há dentro da caixa, e sim exercitar o raciocínio, levantando hipóteses sobre o objeto no interior da caixa.

As respostas dependerão do que foi colocado dentro da caixa.

Capítulo 11

Principais características do átomo

Objetivos do capítulo

- Caracterizar o átomo em relação ao seu número atômico e de massa;
- definir e identificar íons;
- relacionar as semelhanças atômicas;
- identificar a nova definição de elemento químico.

Sugestões de abordagem

O professor pode iniciar a aula recordando o modelo atômico de Rutherford, a existência de nêutrons no núcleo, as características das três partículas fun-

damentais do átomo e que o átomo é eletricamente neutro. Com isso, pode-se definir, exemplificar as definições de Z e de A e exercitar a sua representação.

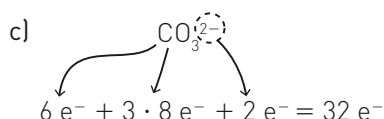
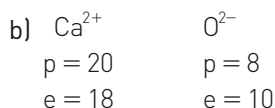
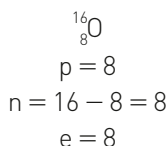
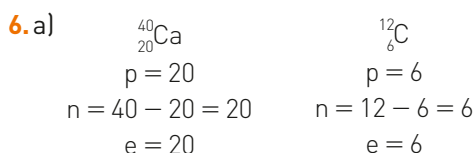
Também é conveniente recordar a definição de Dalton para elemento químico (1808) e apresentar a definição atual feita por Mozeley (1913).

Neste capítulo, damos mais importância ao conceito de isótopos em detrimento dos conceitos de isóbaros, isótonos e isoeletrônicos porque, por meio dos isótopos, podem ser trabalhadas outras ideias relacionadas, como massa atômica dos elementos e radioatividade.

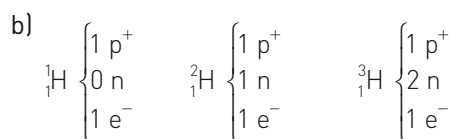
1. Considerando a mesma variação da temperatura de fusão, a temperatura de ebulição iria corresponder a cerca de 103,81 °C. O valor real corresponde a cerca de 101 °C.
2. Sim, embora estejam presentes em quantidades muito pequenas.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 154)

1. Cálcio (Ca), carbono (C) e oxigênio (O).
2. 1 átomo de Ca + 1 átomo de C + 3 átomos de O = 5 átomos.
3. Cálcio.
4. Cálcio.
5. Leite e seus derivados.

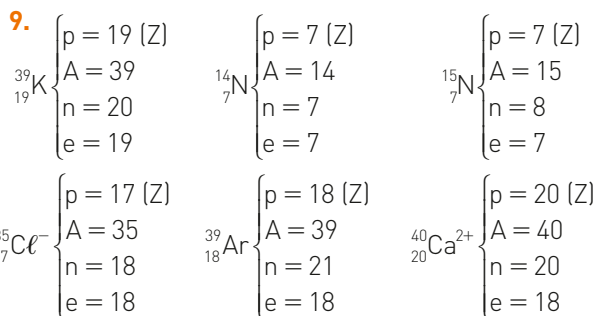


7. a) Isótopos (mesmo número de prótons, mesmo elemento químico).



- c) O hidrogênio comum (${}^1_1\text{H}$), pois é o que aparece de forma mais abundante (99,985%).

8. B e D; C e E.



- Isótopos são átomos do mesmo elemento químico com o mesmo número de prótons (Z): ${}^{14}_7\text{N}$ e ${}^{15}_7\text{N}$.
- Isoeletrônicas são as espécies com a mesma quantidade de elétrons: ${}^{14}_7\text{N}$ e ${}^{15}_7\text{N}$ (7 elétrons); ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$, ${}^{39}_{18}\text{Ar}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$ (18 elétrons).
- Isóbaros são átomos com o mesmo número de massa: ${}^{39}_{19}\text{K}$ e ${}^{39}_{18}\text{Ar}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 155)

1. Alternativa e.
Sabendo que $A = Z + n$, teremos que:
Fernanda: $n = 56 - 26 = 30$
Gabriela: $n = 16 - 8 = 8$
Júlia: $n = 40 - 20 = 20$

Paulo: $n = 7 - 3 = 4$
Pedro: $n = 35 - 17 = 18$

2. Alternativa e.
Número atômico (Z) = 18
Número de massa = 18 + 22 = 40

$$\begin{array}{lcl}
 3. \quad {}^{15}_{7}\text{N} \begin{cases} Z = 7 \\ A = 15 \end{cases} & & {}^{16}_{13}\text{C} \begin{cases} Z = 13 \\ A = 16 \end{cases} \\
 A = Z + n & & A = Z + n \\
 n = A - Z = 15 - 7 = 8 & & n = A - Z = 16 - 13 = 3
 \end{array}$$

4. Alternativa c.

5. A espécie X apresentada deve ser um cátion bivalente uma vez que possui 30 prótons e 28 elétrons; logo, pode ser representada por X^{2+} .

I. Falsa. A classificação mais específica seria cátion, uma vez que a espécie apresentada não é eletricamente neutra.

II. Correta

III. Falsa. A espécie química apresentada é um cátion.

IV. Correta.

V. Incorreta. A espécie química deve ser representada por X^{2-} .

6. Alternativa a.

7. Alternativa e.

8.

	Ca ²⁺	Fe	N ³⁻	Ra
Nº atômico	20	26	7	88
Nº de massa	40	56	14	226
Prótons	20	26	7	88
Nêutrons	20	30	7	138
Elétrons	18	26	10	88

9. a) I e V.

b) I e V.

c) Não há espécies que apresentam o mesmo número de massa.

d) Não há espécies que apresentam o mesmo número de nêutrons.

10. Número atômico [Z] = 18

Número de massa [A] = 40

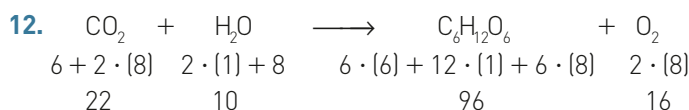
A apresentará 18 elétrons, uma vez que é isoeletrônico em relação ao íon Ca²⁺.

Assim o número de massa de A pode ser obtido pela soma de seu número de prótons e nêutrons, logo:

Número de massa = 18 + 22 = 40.

11. A; número atômico: 10; número de massa: 20.

B; número atômico: 11; número de massa: 23.



13. a) H₃O⁺

	H	H	H	O	Total (H ₃ O ⁺)
Prótons	1	1	1	8	11
Nêutrons	0	0	0	8	8
Elétrons	1	1	1	8	$11 - 1e^- = 10$ ↓ Cátion monovalente positivo

b) NH_4^+ (amônio)

	H	H	H	H	N	Total NH_4^+
Prótons	1	1	1	1	7	11
Nêutrons	0	0	0	0	7	7
Elétrons	1	1	1	1	7	$11 - 1e^- = 10$ ↓ Cátion monovalente positivo

Desafiando seus conhecimentos (p. 157)

1. Alternativa a.

2. Alternativa c.

Números de nêutrons dos núcleos do hidrogênio, do deutério, do isótopo leve de hélio e do hélio:

^1_1H : 1 próton; 1 elétron; 0 nêutron.

^2_1H : 1 próton; 1 elétron; 1 nêutron (2 - 1).

^3_2He : 2 prótons; 2 elétrons; 1 nêutron (3 - 2).

^4_2He : 2 prótons; 2 elétrons; 2 nêutrons (4 - 2).

3. Alternativa d.

Cátion bivalente: $^{90}_{38}\text{Sr}^{+2}$

Assim, teremos:

n° de prótons = 38

n° de nêutrons:

$N = A - Z$

$N = 90 - 38 = 52$

n° de elétrons = 38 - 2 (pois o estrôncio perdeu $2e^-$) = 36

4. Alternativa c.

1. Esse átomo possui 7 e^- e 7 p^+ e está estável, portanto sua representação final será: X.

2. Nesse caso o átomo apresenta: 6 p^+ e 7 e^- ; ganhou 1 e^- , portanto sua representação final seria: Y^- .

3. Nesse caso, esse átomo possui: 7 p^+ e 6 e^- ; perdeu, portanto, um elétron e sua representação final seria: X^+ .

4. Esse átomo possui 6 p^+ e 6 e^- e está estável, portanto sua representação final será: Y.

5. Nesse caso, o átomo possui 7 p^+ e 8 e^- ; está com um elétron a mais que a quantidade de prótons, portanto sua representação final será: X^- .

5. Alternativa b.

Apresentam o mesmo número de massa.

6. Alternativa c.

7. Alternativa a.

8. Alternativa e.

9. Alternativa b.

I. Correta.

II. Incorreta. O número atômico de um elemento corresponde ao número de prótons desse elemento.

III. Incorreta. O número de massa de um átomo é a soma do número de prótons com o número de nêutrons.

IV. Correta.

V. Correta.

10. A partir dos átomos representados tem-se as seguintes relações como verdadeiras:

$^{35}_{17}\text{Cl}$ I $^{37}_{17}\text{Cl}$ V
Isótopos e isoeletrônicos

$^{40}_{19}\text{K}$ II $^{40}_{20}\text{Ca}$ IV
Isóbaros

$^{40}_{20}\text{K}$ IV $^{37}_{17}\text{Cl}$ V
Isótonos

0) Falsa.

1) Verdadeira.

2) Falsa.

3) Falsa.

4) Verdadeira.

11. Alternativa b.

Os isótopos são átomos de um mesmo elemento químico, uma vez que apresentam o mesmo número de prótons no núcleo.

Os átomos isótopos, por serem do mesmo elemento químico, apresentam propriedades químicas praticamente idênticas, mas apresentam diferentes números de massa, uma vez que não possuem o mesmo número de nêutrons no núcleo.

12. Alternativa c.

A partir da tabela apresentada, tem-se válido que:

I. Correta; K^+ e Ca^{2+} apresentam o mesmo número de nêutrons ($n = 22$), logo são classificados como isótonos.

II. Incorreta; K e Ca^{2+} apresentam diferentes números de massa, logo não são isóbaros.

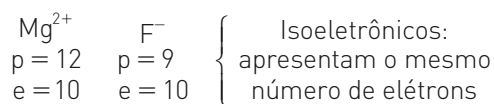
III. Incorreta; K^+ e K apresentam o mesmo número de prótons.

IV. Correta. K^+ e S^{2-} apresentam 18 elétrons.

13. Alternativa b.

Os isótopos ^{54}Fe e ^{56}Fe apresentam a mesma carga elétrica no núcleo, uma vez que apresentam o mesmo número de prótons, assim, a razão entre as cargas elétricas dos núcleos dos isótopos apresentados será igual a 1,0.

14. Alternativa a.



15. Alternativa c.

16. Alternativa e.

a) Incorreta. Todos os isótopos do ferro são capazes de formar cátion Fe^{2+} .

b) Incorreta. Ferro alfa: ferro puro com arranjo cúbico de corpo centrado. Ferro gama: ferro puro com arranjo cúbico de face centrada.

c) Incorreta. Os cátions Fe^{2+} ou Fe^{3+} são originados de átomos de ferro com os mesmos números atômicos ($Z = 26$).

d) Incorreta. Tanto o Fe_α como o Fe_γ originam os cátions Fe^{2+} .

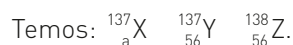
e) Correta. Os diferentes isótopos do ferro podem ser encontrados tanto no Fe_α como no Fe_γ .

17. Alternativa c.

Y tem número atômico 56 e, como é isótopo de Z, esse também tem número atômico 56.

Y tem número de massa 137, e, como é isóbaro de X, esse também tem número de massa 137.

Z tem número de massa 138.

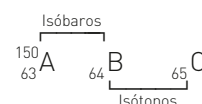
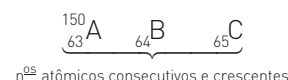


Como X e Z são isótonos:

$$137 - a = 138 - 56$$

$$a = 55$$

18. Alternativa e.



$$B: n = A - p$$

$$n = 150 - 64$$

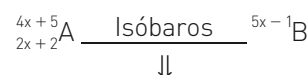
$$n = 86$$

$$C: A = p + n$$

$$A = 65 + 86$$

$$A = 151$$

19. Alternativa d.



$$4x + 5 = 5x - 1 \Rightarrow x = 6$$

Assim, para o átomo A, tem-se:

$$\begin{array}{lcl} \frac{4(6)+5}{2(6)+2}A \Rightarrow & \text{número de massa} \rightarrow & 29 \quad A \\ & \text{número atômico} \rightarrow & 14 \end{array}$$

$$p = 14$$

$$e = 14$$

$$n = 29 - 14 = 15 \text{ (nº de nêutrons)}$$



Capítulo 12

Evolução do modelo atômico

Objetivos do capítulo

- Diferenciar os modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Böhr;
- identificar os níveis e subníveis de átomos e íons;

- fazer a distribuição eletrônica de átomos ou íons.

Sugestões de abordagem

Sugerimos que o professor reforce a ideia de que foi Rutherford o primeiro a admitir o átomo dividido

em duas regiões distintas e que Böhr foi o primeiro a reconhecer a existência de ondas eletromagnéticas emitidas por átomos quando seus elétrons voltam ao estado fundamental após terem sido excitados.

Use essa informação como introdução para dizer que, como consequência disso, Böhr criou seu modelo atômico dividindo a eletrosfera em níveis de energia e que experimentos posteriores mostraram que os níveis também eram descontínuos, ou seja, estariam divididos em subníveis.

Tendo trabalhado a ideia de que a eletrosfera é dividida em camadas (níveis) de energia, explicar os níveis e os subníveis, relacioná-los entre si e apresentar o diagrama de Linus Pauling.

Acreditamos que esse diagrama deve ser bem explorado, com vários exemplos, ressaltando, na distribuição eletrônica, o número de elétrons na camada (nível) de valência.

Salientar que o diagrama de Linus Pauling nos fornece uma comparação da energia dos subníveis.

Algo a mais

Proponha aos alunos o experimento a seguir.

Ensaio de chama

Objetivo

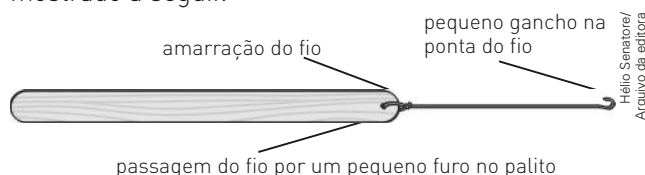
Ilustrar o modelo de Böhr, que relaciona a emissão de luz com cores diferentes, quando um elétron excitado volta a seu nível original de energia, e identificar alguns elementos químicos pelas cores emitidas.

Material

- 3 palitos de madeira de sorvete
- 3 pedaços de fio de níquel-cromo de 10 cm de comprimento (esse fio pode ser obtido em lojas de material elétrico)
- 1 bico de gás, fogareiro de *camping* ou lamparina comum de laboratório
- sal de cozinha (NaCl (s))
- cal virgem (CaO (s))
- sulfato de cobre (CuSO_4 (s)) (esse sal pode ser obtido em lojas de materiais para piscina)

Procedimento

Monte 3 conjuntos formados por um palito de madeira e um pedaço de fio de níquel-cromo, como mostrado a seguir.



Inicialmente, peça aos alunos que construam uma tabela relacionando as cores da chama com o elemento.

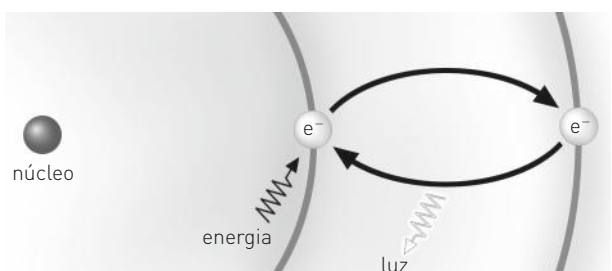
Umedeça o pequeno gancho de um dos palitos, colete uma pequena amostra de cal virgem e leve-a até a chama. Deixe-a lá até a cor da chama desaparecer. Explique que a cor observada é característica da presença de cálcio no composto.

Repita o procedimento com outro palito e uma amostra de sulfato de cobre e relacione a cor da chama com a existência de cobre no composto.

Por último, repita o procedimento com o NaCl (s).

Sugestão de abordagem

Este experimento pode ser demonstrado logo após a explicação do modelo de Böhr; no entanto, se ele for realizado na aula seguinte, convém retomar a explicação utilizando o esquema fora de escala a seguir.



Após a demonstração, o professor pode pedir aos alunos que deem previsões sobre a cor das chamas das seguintes substâncias:

- carbonato de cálcio (CaCO_3)
- soda cáustica (NaOH)
- bicarbonato de sódio (NaHCO_3)
- carbonato de cobre (CuCO_3)

E, se possível, fazer um teste de chama para essas substâncias.

Dependendo do tempo disponível, o professor pode pedir aos alunos uma pesquisa sobre fogos de artifício e as cores das chamas de outros cátions, e que cátions seriam utilizados para fogos de artifício para homenagear o seu clube de futebol preferido.

OBSERVAÇÃO

Antes de usar os mesmos fios em outra sala, para evitar contaminação e/ou alterações nas cores, é conveniente lavá-los com água ou mergulhá-los em uma solução aquosa diluída de ácido clorídrico (HCl (aq)).

Esse texto serve para alertar os alunos sobre os problemas da exposição aos raios ultravioleta provenientes do Sol e também recomenda procedimentos necessários para evitar os efeitos nocivos dos raios UV. A relação com o texto é feita nas questões, relacionando a frequência, o comprimento de onda e a energia da onda.

1. A energia das ondas na faixa visível é menor do que a dos raios UV.
2. 6 horas e 25 minutos.

Tecnologia (p. 167)

Os resultados obtidos experimentalmente a partir de trabalhos teóricos de cientistas podem ser utilizados pela sua incorporação tecnológica. Nesse texto, são mostradas algumas aplicações do modelo de Bôhr e diferentes tipos de luminescência.

1. Não, o modelo de Dalton pode ser usado para representar os átomos que formam as moléculas em alguns tipos de representação, como por exemplo no caso esfera-bastão.
2. O elétron deve perder o equivalente a 2 unidades de energia (3,7-1,7). A partir das linhas de emissão apresentadas, ao elétron retornar da camada 4 para a 2, deve emitir radiação correspondente à cor azul.

EXPLORE SEU MUNDO – CORES (p. 168)

As amostras mencionadas são sais de cobre (fungicida, CuSO_4) ou sódio (sal de fruta ou fermento químico, NaHCO_3). De acordo com o modelo de Rutherford para a eletrosfera dos átomos, cada camada se caracteriza por um nível energético. Quando levamos os sais ao fogo, estamos fornecendo energia para seus elétrons, que “saltam” para níveis mais energéticos, que são instáveis. Ao retornar ao estado inicial, os elétrons perdem energia correspondente à diferença de energia existente entre as órbitas envolvidas no “salto”. Cada átomo tem elétrons em níveis de energia característicos, a luz emitida por cada um dos sais tem comprimento de onda característico de cada um. O espectro de um elemento é, por assim dizer, a sua assinatura. Sais de sódio produzem coloração amarela, e sais de cobre, coloração verde. É muito importante alertar os estudantes de que testes de chama devem ser realizados com materiais adequados: pinças, bicos de Bunsen, fios de níquel-cromo e quantidades muito pequenas desses sais.

Auroras

1. Rutherford-Bôhr.
2. Do nível 7 para o nível 1.
3. Entre os níveis 2 e 1.
4. Aurora austral, por estar mais próxima do polo sul.

O campo magnético da Terra

1. Rio Grande do Sul.
2. Polo magnético – sul: latitude = 72° ;
longitude = 120° .
Polo magnético – norte: latitude = 80° ;
longitude = 120° .
3. Resposta pessoal.

1. Incandescente e LED
2. Incandescente
3. Incandescente
4. Os três tipos de lâmpada, caso sejam descartados de maneira inconveniente, podem contaminar as águas e o solo.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 179)

1. A luz visível é limitada pela radiação ultravioleta (de menor comprimento de onda) e pela radiação infravermelha (de maior comprimento de onda). Ordem crescente de λ : violeta < anil < azul < verde < amarelo < laranja < vermelho.
2.
$$\left. \begin{array}{l} E = h \cdot f \\ f = \frac{c}{\lambda} \end{array} \right\} E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Energia e comprimento de onda são inversamente proporcionais.

Assim, apresenta a maior energia a radiação com menor comprimento de onda, os raios gama, e apresenta a menor energia a radiação com maior comprimento de onda, as ondas de rádio AM.
3. Radiação ultravioleta: $\lambda = 10^{-9}$ m
Raios X: $\lambda = 10^{-11}$ m
Como o comprimento de onda do raio ultravioleta é maior que o comprimento de onda dos raios X, sua frequência é menor.
Essas ondas estão fora do espectro visível (λ de $4 \cdot 10^{-7}$ e $7 \cdot 10^{-7}$ m) e, portanto, não são visíveis ao ser humano.
4. I. Falsa; as partículas que saltam para um nível mais externo ao receberem energia são os elétrons.
II. Verdadeira; os elétrons, ao receberem energia, saltam para níveis mais externos (mais energéticos).
III. Falsa; nessa situação, o elétron absorve energia.
IV. Verdadeira; o elétron devolve a mesma energia absorvida.
5. a) Absorção de energia (de níveis mais internos para níveis mais externos): de 1 para 4 (I) e de 1 para 3 (II).
b) Liberação de energia (retorno para níveis mais internos): de 4 para 1 (III) e de 2 para 1 (IV).
6. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$.
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
c) 35 prótons
d) K = 2; L = 8; M = 18; N = 7.
7. a) ${}_{13}\text{Al}^{3+} = 1s^2 2s^2 2p^6$.
b) ${}_{25}\text{Mn}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.
c) ${}_{7}\text{N}^{3-} = 1s^2 2s^2 2p^6$.
d) ${}_{14}\text{Si}^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 180)

1. a – III; b – II; c – IV; d – I.
2. A transição V ocorre com maior liberação de energia (maior separação energética entre os níveis eletrônicos participantes da transição)
3. Alternativa a.
Böhr intuiu que deveriam existir muitos comprimentos de onda diferentes, desde a luz visível até a invisível. Ele deduziu que estes comprimentos

de onda poderiam ser quantizados, ou seja, um elétron dentro de um átomo não poderia ter qualquer quantidade de energia, mas sim quantidades específicas e que se um elétron caísse de um nível de energia quantizado (nível de energia constante) para outro ocorreria a liberação de energia na forma de luz num único comprimento de onda.

4. Alternativa d.

$$N = 137 - 56 = 81$$

5. Alternativa d.

A liberação de energia na forma de luz deve-se ao retorno dos elétrons excitados para um nível inferior de energia onde a estabilidade é maior.

6. I. $1s^2 2s^2 2p^5$.

II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$.

V. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.

7. Alternativa e.

^{11}Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; 0 elétron.

^{17}Cl : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; 0 elétron.

^{20}Ca : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; 0 elétron.

^{21}Sc : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$; 1 elétron.

^{26}Fe : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$; 6 elétrons.

8. Alternativa a.

^{20}Ca : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

$K = 2$; $L = 8$; $M = 8$; $N = 2$ (camada de valência/mais externa)

9. Alternativa d.

Cor vermelha.

Sr ($Z = 38$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

10. $Z = 35$

X : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \Rightarrow 35$ elétrons =
= 35 prótons.

11. Alternativa d.

^{26}Fe : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

$K = 2$; $L = 8$; $M = 14$; $N = 2$.

12. I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

II. $1s^2 2s^2 2p^6$

III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

13. N ($Z = 7$): $[\text{He}] 2s^2 2p^3$

Na ($Z = 11$): $[\text{N}] 3s^1$

Mn ($Z = 25$): $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$

Sr ($Z = 38$): $[\text{Kr}] 5s^2$

Desafiando seus conhecimentos (p. 182)

1. a)

Dalton	Thomson	Rutherford	Böhr
VI	II	V	I

b) O átomo é composto de níveis de energia, e os elétrons giram em órbitas circulares com energia constante. Ao receber energia esses elétrons saltam para um nível de maior energia (estado excitado) e ao retornar ao estado inicial (fundamental) emite essa energia em forma de ondas eletromagnéticas, que podem ser luz visível. Cada elemento emite luz em um comprimento de onda característico, produzindo diferentes cores. Essa explicação surgiu a partir do desenvolvimento do modelo atômico de Böhr, em 1913.

2. Alternativa c.

O modelo atômico que oferece melhores fundamentos para a finalidade proposta é o modelo de Rutherford-Böhr.

A luz ultravioleta promove a excitação dos elétrons do corante fluorescente para níveis de energia mais externos. Quando esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberam energia luminosa visível, tornando assim o corante fluorescente visível sob a ação da luz ultravioleta.

3. Alternativas corretas: 08 e 16.

01) Incorreta. As cores observadas para diferentes átomos no teste da chama podem ser explicadas somente pelo modelo atômico de Böhr.

02) Incorreta. As cores observadas na queima de fogos de artifício e da luz emitida pelas lâmpadas de vapor de sódio ou mercúrio são decorrentes de processos eletrônicos, análogos aos que ocorrem no teste de chama.

04) Incorreta. A luz emitida é decorrente de transições energéticas sofridas pelos elétrons, partículas da eletrosfera, e não nucleares.

08) Correta.

16) Correta.

4. Alternativa a.

A ordem cronológica correta para os nomes dos cientistas apontados como autores de modelos atômicos é: Dalton → Thomson → Rutherford → → Bohr.

5. Alternativa b.

A luz visível dos vagalumes pode ser explicada pelo modelo atômico de Bohr. A luz observada é decorrente da excitação de elétrons para níveis de energia mais externos, quando estes elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberam energia luminosa, no caso, na região da luz visível.

6. Alternativa c.

7. Alternativa a.

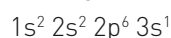
I. Correta. No retorno ao nível fundamental é que ocorre liberação de energia.

II. Incorreta. As transições de maior energia se encontram na região do ultravioleta, e não na região do infravermelho, pois, quanto maior a energia, menor o comprimento de onda.

III. Incorreta. Se a transição $3 \rightarrow 2$ corresponde a uma emissão de cor vermelha e a transição $4 \rightarrow 2$ está associada a uma emissão violeta, a $5 \rightarrow 2$ deveria estar associada a uma cor de menor comprimento de onda (maior energia) que a da cor violeta, ou seja, não pode ser verde.

8. Alternativa d.

A configuração eletrônica apresentada representa a seguinte distribuição em subníveis de energia:



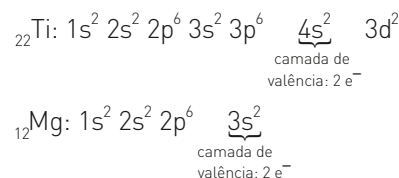
$$n^{\circ} e^{-} = 11 \rightarrow n^{\circ} \text{atômico} = n^{\circ} \text{de prótons} = 11$$

Assim, dentre os átomos apresentados, o único que satisfaz esta configuração é o átomo de sódio (Na: $Z = 11$).

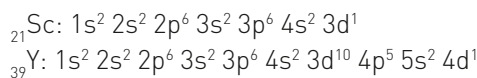
9. Alternativa d.

10. Alternativa c.

11. Alternativa d.



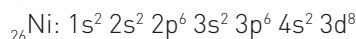
12. Alternativa b.



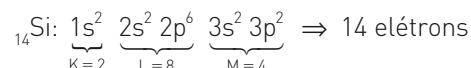
13. Alternativa e.

O terceiro período possui 3 subníveis (s, p e d) e comporta 18 elétrons.

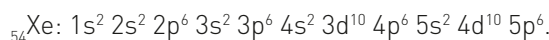
Os elementos de número atômico 25 a 28 têm seus elétrons mais energéticos no subnível 3d.



14. Alternativa e.



15. Alternativa b.



$$K = 2; L = 8; M = 18; N = 18; O = 8 \Rightarrow 54 \text{ elétrons}$$

16. Alternativa b.

17. Alternativa b.

18. Alternativa a.

Em relação ao ânion Se^{2-} , temos:

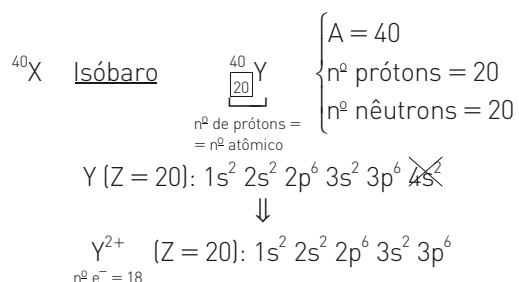
$$\text{Se}^{2-} \Rightarrow n^{\circ} \text{de prótons} = 34; n^{\circ} \text{de elétrons} = 36$$

Assim, um átomo que apresentar o mesmo número de elétrons que o Se^{2-} será isoeletrônico em relação ao mesmo e possuirá a mesma distribuição eletrônica. Dentre os átomos apresentados, o único que satisfaz as condições apresentadas é:

$$\text{Kr} (Z = 36) \begin{cases} n^{\circ} \text{de prótons} = 36 \\ n^{\circ} \text{de elétrons} = 36 \end{cases}$$

19. Alternativa a.

20. Alternativa d.



21. Alternativa b.

22. Alternativa a.

As três espécies químicas apresentam a seguinte distribuição eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Logo, possuem 6 elétrons no subnível mais energético; a soma corresponde a: $6 + 6 + 6 = 18$.

23. Alternativa c.



24. Alternativa d.

No íon complexo há 4 átomos de nitrogênio e 12 átomos de hidrogênio, assim temos:

$$4 \text{ N } \begin{cases} p = 4 \cdot 7 = 28 \\ e = 4 \cdot 7 = 28 \end{cases} \text{ e } 12 \text{ H } \begin{cases} p = 12 \cdot 1 = 12 \\ e = 12 \cdot 1 = 12 \end{cases}$$

Sabendo que o íon é um cátion bivalente que possui 68 elétrons, portanto $[\text{X}(\text{NH}_3)_4]$ possuía 70 elétrons.

Assim,

$$\text{X} + 4 \text{ N} + 12 \text{ H} = 70 \text{ elétrons}$$

$$\text{X} + 28 + 12 = 70$$

$$\text{X} = 30 \text{ elétrons}$$

Distribuição eletrônica do X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$.

Distribuição eletrônica do X^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

25. Alternativa a.

26. Alternativa e.

27. Alternativa e.

Complemento (p. 192)

Modelo quântico

1. 10 orbitais.

2. 5 orbitais.

3. 5 elétrons.

4. $n = 3$, $\ell = 2$, $m_{\ell} = +2$, $m_s = +\frac{1}{2}$.

5. a) Com 2 elétrons: ${}^2\text{He}$, ${}^5\text{B}^{3+}$, ${}^3\text{Li}^{1+}$.

Com 10 elétrons: ${}^7\text{N}^{3-}$, ${}^8\text{O}^{2-}$, ${}^{10}\text{Ne}$.

Com 18 elétrons: ${}^{20}\text{Ca}^{2+}$, ${}^{18}\text{S}^{2-}$, ${}^{18}\text{Ar}$.

Com 36 elétrons: ${}^{35}\text{Br}^{-}$, ${}^{36}\text{Kr}$.

b) Com 2 elétrons: $n = 1$, $\ell = 0$, $m_{\ell} = +1$, $m_s = -\frac{1}{2}$.

Com 10 elétrons: $n = 2$, $\ell = 1$, $m_{\ell} = +1$, $m_s = -\frac{1}{2}$.

Com 18 elétrons: $n = 3$, $\ell = 1$, $m_{\ell} = +1$, $m_s = -\frac{1}{2}$.

Com 36 elétrons: $n = 4$, $\ell = 1$, $m_{\ell} = +1$, $m_s = -\frac{1}{2}$.

6. Alternativas corretas: 01, 02, 04 e 08.

7. Alternativa b.

8. Alternativa d.

9. Alternativa a.

10. Alternativa c.

11. Alternativa d.

12. Alternativa c.

13. Alternativa e.

14. Alternativas corretas: 02, 04, 08 e 16.

15. $Z = 24$.

16. Alternativa b.

17.a) $n = 2, \ell = 1, m = 0, s = +\frac{1}{2}$.

b) $n = 3, \ell = 2, m = -2, s = -\frac{1}{2}$.

18. Alternativa a.

19. Alternativa b.

20. Alternativa b.

Unidade 4 – Tabela periódica

Objetivos da unidade

A unidade 4 é iniciada mostrando ao aluno que existem vários critérios para organizar objetos, através do exemplo da organização de cartas em um baralho. Esse início faz uma ponte com a organização da tabela periódica e permite, nos próximos capítulos, promover a discussão das propriedades da tabela periódica.

Optamos por apresentar eletronegatividade nessa unidade, e não na unidade 5 (Interações atômicas e intermoleculares), para evitar que o professor tenha de retomar o assunto propriedades periódicas em detalhes quando chegar à ligação covalente. Isso permite que o professor apenas relembre eletronegatividade na unidade 5.

Ao final desta unidade, esperamos que o aluno:

- conheça a organização da tabela periódica;
- saiba relacionar algumas propriedades gerais das substâncias;
- identifique o estado físico e a ocorrência de metais, ametais e gases nobres.

Ideias iniciais

Para iniciar a discussão sobre tabela periódica e organização sugere-se que o professor inicie a discussão mostrando alguns critérios de organização de cartas, como mostrado na abertura da unidade, ressaltando como os critérios de organização são importantes para o estudo das Ciências da Natureza, e realize um debate com os alunos a partir da seguinte pergunta, também presente no capítulo: “No cotidiano também podemos identificar muitos exemplos de uso de critérios de organização e classificação que facilitam bastante a nossa vida. Você concorda com isso? Pense em alguns exemplos e troque ideias com seus colegas.”

Essa abertura deve facilitar a compreensão dos alunos sobre a importância do estudo da tabela periódica.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar o professor nas pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, o professor tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos. Endereços eletrônicos acessados em 4 maio 2018.

- *WebElements: Periodic Table of Elements* (site em inglês com grande quantidade de informações sobre todos os elementos químicos, com histórico, propriedades, características, usos, ocorrência, entre outras): <<http://www.webelements.com/>>.
- *A Periodic Table of the Elements – Los Alamos National Laboratory* (site em inglês com grande quantidade de informações sobre todos os elementos químicos, com histórico, propriedades, características, usos, ocorrência, entre outras): <<http://periodic.lanl.gov/index.shtml>>.
- *IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry* (site oficial da IUPAC, em que podem ser pesquisadas propriedades e características dos elementos químicos): <<http://www.iupac.org/>>.
- *Tabela periódica.org* (site em português com informações sobre todos os elementos químicos, com imagens, links e vídeos): <<http://www.tabelaperiodica.org/>>.
- Pesquisa sobre cuidados ao fazer tatuagens: <<http://www.mundodastatuagens.com.br/cuidados-ao-fazer-uma-tatuagem/?ref=sidebar>>.

Objetivos do capítulo

- Conhecer os critérios de organização dos elementos químicos na tabela periódica;
- identificar os grupos e os períodos na tabela periódica;
- diferenciar metais, ametais e gases nobres;
- relacionar a distribuição eletrônica com a posição dos elementos na tabela periódica.

Sugestões de abordagem

Seria conveniente apresentar as tríades, o parafuso telúrico e a lei das oitavas como precursores da tabela de Mendeleev, ressaltando as relações entre as propriedades dos elementos. Em seguida, usando uma tabela periódica, mostrar como Mendeleev organizou os elementos e discutir a respeito de suas previsões, que deram origem à tabela periódica atual.

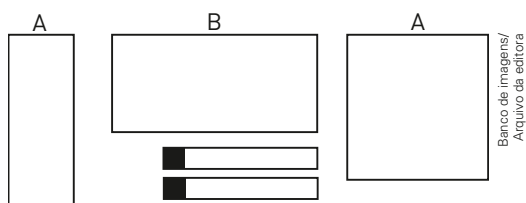
Em 1913, o inglês Moseley (1887-1915) verificou que as propriedades de cada elemento eram determinadas pelo número de prótons, ou seja, pelo número atômico (Z). Com base nessa constatação, propôs a tabela periódica atual, na qual os elementos químicos:

- estão dispostos em ordem crescente de número atômico (Z);
- originam os períodos na horizontal;
- originam as famílias ou os grupos na vertical (em colunas).

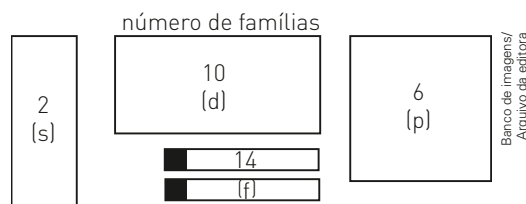
Para enfatizar a relação entre organização da tabela e distribuição eletrônica, sugerimos que o professor inicie o assunto fazendo a distribuição eletrônica, por exemplo, de alguns elementos da família 2.

A partir disso, mostre o número de elétrons da camada de valência e o número de camadas dos elementos e explique o que são períodos e famílias.

Um modo de fazer os alunos entenderem a posição do elemento na tabela e o subnível de maior energia é colocar na lousa o esquema a seguir.



Contar com os alunos o número de famílias em cada bloco, relacionando-o com o número máximo de elétrons por subnível.



É importante ressaltar que, na época da proposição da tabela periódica, os químicos ainda não sabiam da existência de prótons e elétrons, portanto também não conheciam a distribuição dos elétrons na eletrosfera.

Algo a mais

1. Se achar conveniente, você poderá levar para a sala amostras de cloreto de sódio (NaCl), óxido de cálcio (CaO), bicarbonato de sódio (NaHCO₃), sulfato de cobre (CuSO₄), permanganato de potássio (KMnO₄), dicromato de amônio ((NH₄)₂Cr₂O₇) e mostrar aos alunos que os compostos coloridos apresentam um elemento de transição.

Cuidado: A maioria dos compostos coloridos apresenta um elemento de transição, mas nem todo composto com elemento de transição é colorido.

2. Sugerimos estudar um pouco mais a respeito dos elementos mais abundantes no nosso organismo e explorá-los em exercícios, usando a tabela a seguir.

Elementos	Símbolo	% em massa
oxigênio	O	65,0
carbono	C	18,0
hidrogênio	H	10,0
nitrogênio	N	3,0
cálcio	Ca	1,5
fósforo	P	1,2
potássio	K	0,2
sódio	Na	0,1

3. Com o texto a seguir, pode-se relacionar Ciência, comportamento pessoal do cientista e história política.

Mendeleev – A marca de um gênio

Mendeleev nasceu em Tobolsk, na Sibéria, tendo passado a maior parte da sua vida em São Petersburgo (Leningrado, durante o governo comunista), onde se tornou professor na universidade.

Ele perdeu esse cargo em 1890, por ter apoiado abertamente um grupo de estudantes que clamava por reformas na Rússia. Era uma época politicamente conturbada, com a ocorrência de movimentos que levaram à introdução do comunismo naquele país, alguns anos mais tarde. Pode-se perceber a genialidade de Mendeleev olhando-se os espaços vazios que ele deixou em sua tabela, obedecendo à repetição de propriedades. Ele teve a coragem de afirmar que esses espaços correspondiam a elementos ainda não descobertos. Além disso, previu, com pequenas imprecisões, as massas atômicas desses elementos, bem como suas propriedades.

4. Em um trabalho conjunto com a disciplina de Biologia, você poderá mostrar a importância dos micronutrientes nos seres vivos.

5. Os dez mais na Terra:

Elemento		Quantidade em ppm
Nome	Símbolo	
oxigênio	O	464 000
silício	Si	282 000
alumínio	Al	83 200
ferro	Fe	56 300
cálcio	Ca	41 500
sódio	Na	23 600
magnésio	Mg	23 300
potássio	K	20 900
titânio	Ti	5 700
hidrogênio	H	1 400

Observação: A sigla ppm significa “partes por milhão”. Por exemplo, em cada 1 000 000 de gramas de matéria na Terra existem 464 000 gramas de oxigênio.

Conexão

Saúde, meio ambiente e cidadania (p. 208)

O texto aborda o conceito de metais “pesados”, mostrando seus usos e os problemas de saúde que eles podem causar ao ser humano. Acreditamos que esse texto possa despertar o interesse do aluno a respeito da poluição ambiental. Também é solicitada ao aluno a interpretação de gráficos e de tabelas.

1. a) O gráfico mostra que, quanto maior a distância da fonte poluidora, menor a concentração de chumbo.
b) A concentração de chumbo foi maior que o limite no exterior a 25 m da fonte poluidora.
c) A principal forma de disseminação do chumbo é por movimento de massa de ar. O interior das residências, por estar mais fechado, diminui o acesso da poeira contaminada com chumbo.

2. As pilhas e baterias devem ser descartadas em coletores apropriados e nunca no lixo comum.
3. Professor, encaminhe uma pesquisa utilizando os recursos disponíveis na sua escola. A Resolução Conama nº 401 estabelece os limites máximos de chumbo, cádmio e mercúrio para pilhas e baterias comercializadas no território nacional e os critérios e padrões para o seu gerenciamento ambientalmente adequado, e dá outras providências. O texto integral dessa resolução pode ser encontrado na página <<http://www.mma.gov.br/port/conama/legiabre.cfm?codlegi=589>>. (Acesso em: 23 abr. 2018.) Incentive sempre que possível a leitura dos textos das leis e resoluções.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 211)

1. a) Ca. b) Fe. c) He. d) H. e) Na. f) O. g) Al. h) Si.
2. “J” e “Q”.
3. [Lu] Lutécio = Sudeste (SE); [Fr] Frâncio = Sudoeste (SO); [H] Hidrogênio = Noroeste (NO); [He] Hélio = Nordeste (NE).

4. Propriedades semelhantes, estão em uma mesma família.

5. Mesmo número de camadas, pois estão em um mesmo período.

6. ${}_3\text{Li}: 1s^2 2s^1 \left\{ \begin{array}{l} \text{camada de valência: L (2)} \therefore 2^\circ \text{ período} \\ 1 \text{ elétron na camada de valência} \therefore \text{família 1 (1A)} \end{array} \right.$

${}_4\text{Be}: 1s^2 2s^2 \left\{ \begin{array}{l} \text{camada de valência: L (2)} \therefore 2^\circ \text{ período} \\ 2 \text{ elétrons na camada de valência} \therefore \text{família 2 (2A)} \end{array} \right.$

${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6 \left\{ \begin{array}{l} \text{camada de valência: L (2)} \therefore 2^\circ \text{ período} \\ 8 \text{ elétrons na camada} \\ \text{de valência} \therefore \text{família 18 (8A)} \end{array} \right.$

${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \left\{ \begin{array}{l} \text{camada de valência: M (3)} \therefore 3^\circ \text{ período} \\ 1 \text{ elétron na camada} \\ \text{de valência} \therefore \text{família 1 (1A)} \end{array} \right.$

${}_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \left\{ \begin{array}{l} \text{camada de valência: M (3)} \therefore 3^\circ \text{ período} \\ 2 \text{ elétrons na camada} \\ \text{de valência} \therefore \text{família 2 (2A)} \end{array} \right.$

${}_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \left\{ \begin{array}{l} \text{camada de valência: M (3)} \therefore 3^\circ \text{ período} \\ 8 \text{ elétrons na camada} \\ \text{de valência} \therefore \text{família 18 (8A)} \end{array} \right.$

7. Calcogênios são os elementos da família 16 (antiga 6A). O que apresenta o maior número atômico é o P.

8. Metais alcalinos são os elementos da família 1 (antiga 1A). O que apresenta o menor número atômico é B. O elemento A representa o hidrogênio, que não é um metal alcalino.

9. Camada de valência: L (2) $\therefore 2^\circ$ período
5 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 15 (5A) $\left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{camada de valência: L (2)} \end{array}} \right\}$ elemento M

10. E: 4° período $\therefore$ camada de valência: N (4)
Família 2 $\therefore$ 2 elétrons na camada de valência (ns^2) $\left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{camada de valência: N (4)} \end{array}} \right\} 4s^2$

11. Apresentam propriedades químicas semelhantes aos elementos presentes na mesma família da tabela periódica. Assim, o elemento O deve possuir propriedades químicas semelhantes a P.

12. F. Elementos de transição são aqueles cuja distribuição eletrônica tem como subnível mais energético um tipo d ou f e situam-se nas famílias 3 a 12 da tabela periódica.

13. O elemento D é um metal alcalinoterroso e sólido às condições ambiente. O elemento T é um gás nobre e gasoso às condições ambiente.

14. R: 3° período $\therefore$ camada de valência: M (3)
Família 17 $\therefore$ 7 elétrons na camada de valência ($ns^2 np^5$) $\left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{camada de valência: M (3)} \end{array}} \right\} 3s^2 3p^5$
R: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$: 17 elétrons; Z = 17

C: 5° período $\therefore$ camada de valência: O (5)
Família 1 $\therefore$ 1 elétron na camada de valência (ns^1) $\left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{camada de valência: O (5)} \end{array}} \right\} 5s^1$
C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$: 37 elétrons; Z = 37

15. E – Diagrama II; R – Diagrama I

E: família dos metais alcalinoterrosos; sólido com valores elevados de TF e TE, sólido na temperatura ambiente: diagrama II.

R: família dos halogênios-ametais; gás com baixos valores de TF e TE; gás na temperatura ambiente: diagrama I.

16. Alternativa c.

O: ametal; Na: metal; S: ametal.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 213)

1. Alternativa e.

2. Alternativa e.

3. Alternativa e.

Minérios de ferro: Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, FeCO_3 e FeS_2 .

Elementos químicos presentes: ferro, oxigênio, hidrogênio, carbono e enxofre.

4. I – F; II – G; III – C; IV – B; V – E; VI – D; VII – A.

O grupo 13 corresponde à família do boro.

5. I. E. Os metais alcalinos (família 1) apresentam 1 elétron na camada de valência.

II. G. Os metais alcalinoterrosos (família 2) apresentam 2 elétrons na camada de valência.

III. C. A família do carbono (família 14) é formada por elementos que apresentam 4 elétrons na camada de valência.

IV. F. A família do nitrogênio (família 15) é formada por elementos que apresentam 5 elétrons na camada de valência.

V. D. Os elementos da família dos calcogênios (família 16) possuem 6 elétrons na camada de valência.

VI. A. Os elementos da família dos halogênios (família 17) possuem 7 elétrons na camada de valência.

VII. B. Os gases nobres (família 18) possuem 8 elétrons na camada de valência.

6. I – E. Metais alcalinos, família 1.

II – D. Metais alcalinoterrosos, família 2.

III – F. Calcogênios, família 16.

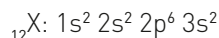
IV – G. Halogênios, família 17.

V – B. Família do carbono, família 14.

VI – A. Família do nitrogênio, família 15.

VII – C. Gases nobres, família 18.

7. X: metais alcalinoterrosos (família 2); 3º período

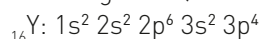


3 camadas (K, L, M) $\therefore$ 3º período.

Subnível mais energético do tipo s $\Rightarrow$ bloco s (representativo).

2 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 2, metais alcalinoterrosos.

Y: calcogênios (família 16); 3º período

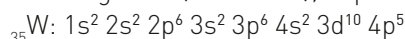


3 camadas (K, L, M) $\therefore$ 3º período.

Subnível mais energético do tipo p $\Rightarrow$ bloco p (representativo).

6 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 16, calcogênios.

W: halogênios (família 17); 4º período



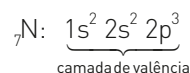
4 camadas (K, L, M, N) $\therefore$ 4º período.

Subnível mais energético do tipo p $\Rightarrow$ bloco p (representativo).

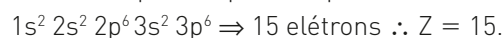
7 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 17, halogênios.

8. Alternativa c.

Os elementos de uma mesma família apresentam propriedades semelhantes.

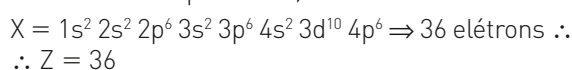


Os elementos da família do nitrogênio apresentam a configuração eletrônica na camada de valência do tipo $ns^2 np^3$. Uma possibilidade é:



9. Z = 36 ; A = 83.

Os gases nobres (família 18) têm como configuração eletrônica na camada de valência $ns^2 np^6$ (8 elétrons). Como o elemento em questão encontra-se no 4º período, sua configuração na última camada é $4s^2 4p^6$. Assim, temos:



O número de massa (A) é a soma do número de prótons e nêutrons.

$$A = Z + n = 36 + 47 = 83$$

10. Alternativa e.

A distribuição eletrônica do elemento será:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$.

Portanto, 4ª período da família 15.

11. Alternativa e.

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \Rightarrow$ pertence ao 4º período da família 8A ou grupo 18 (gases nobres).

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 \Rightarrow$ pertence ao 5º período da família 1A ou grupo 1 (metais alcalinos).

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \Rightarrow$ pertence ao 4º período da família 7A ou grupo 17 (halogênios).

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \Rightarrow$ pertence ao 4º período da família 1A ou grupo 1 (metais alcalinos).

E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \Rightarrow$ pertence ao 3º período da família 6A ou grupo 16 (calcogênios).

12. Alternativa d.

I. Bromo (família VIIA): $s^2 p^5$

II. Estanho (família IVA): $s^2 p^2$ (Z)

III. Polônio (família VIA): $s^2 p^4$ (Y)

IV. Rádio (família IIA): s^2 (X)

13. Alternativa a.

A: subnível mais energético: p $\therefore$ elemento representativo. Camada de valência: 3 (M). 7 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 17, halogênios.

B: subnível mais energético: d $\therefore$ metal de transição. Camada de valência: 4 (N). 5 elétrons do subnível d $\therefore$ família 7, halogênios.

C: subnível mais energético: p $\therefore$ elemento representativo. Camada de valência: 3 (M). 8 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 18, gases nobres.

14. X: 4ª período, família 1 (metais alcalinos)

X: $[\text{Ar}] 4s^1$

4 camadas $\therefore$ 4ª período. Subnível mais energético: s $\therefore$ representativo. 1 elétron na camada de valência $\therefore$ família 1, metais alcalinos.

X = $_{19}\text{K}$

Y: 4ª período, família 17 (halogênios)

Y: $[\text{Ar}] 2s^2 3d^{10} 4p^5$

4 camadas $\therefore$ 4ª período. Subnível mais energético: p $\therefore$ representativo. 7 elétrons na camada de valência $\therefore$ família 17, halogênios.

Y = $_{35}\text{Br}$

15. Alternativa e.

$^{33}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

$^{15}_{15}\text{P} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Observando a distribuição eletrônica do As e P podemos notar que ambos estão na mesma família da tabela periódica, portanto possuem propriedades químicas semelhantes. Sendo assim, o arsênio substitui o fósforo nessas bactérias.

16. Alternativa c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 215)

1. Alternativa a.

O símbolo N representa o elemento nitrogênio, P representa fósforo, K representa potássio e o elemento enxofre é representado por S.

2. Alternativa d.

3. Alternativa c.

O elemento mais abundante do universo é o hidrogênio, localizado no primeiro período da tabela periódica.

4. Alternativa c.

Consultando a tabela periódica para a obtenção das massas atômicas dos elementos apresentados, tem-se:

$$\left. \begin{matrix} ^{32}\text{S} \\ ^{127}\text{Te} \end{matrix} \right\} \text{Média} = \frac{32 + 127}{2} = 79,5 \text{ u}$$

Logo, com base nos critérios apresentados, a letra X corresponde ao elemento Se (selênio), que apresenta massa atômica de aproximadamente 79 u.

5. Alternativa d.

6. Alternativa e.

7. Alternativa b.

8. Alternativa b.

9. Alternativa d.

Os elementos que constituem o KClO_3 podem ser classificados em:

- K $\Rightarrow$ alcalino
- Cl $\Rightarrow$ halogênio
- O $\Rightarrow$ calcogênio

10. Alternativa c.

Em relação aos elementos químicos apresentados, temos:

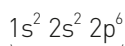
- X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
camada de valência: $4s^2 4p^6$
nº de e⁻ na camada de valência: 8
período: quarto período
grupo: 18 (gás nobre)
- Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
camada de valência: $4s^1$
nº de e⁻ na camada de valência: 1
período: quarto período
grupo: 1 ou 1A (metais alcalinos)

11. F, V, V, V, V.

(F) Sódio e magnésio são elementos representativos.

(V) Potássio e cálcio são elementos representativos.

(V) O cátion sódio apresenta a seguinte configuração eletrônica:



8 e⁻ na camada de valência, logo, apresenta configuração semelhante à de um gás nobre.

(V) Sódio e magnésio pertencem ao terceiro período da classificação periódica.

(V) Magnésio e cálcio pertencem ao grupo 2 da classificação periódica.

12. Alternativa b.

13. Alternativa c.

O único elemento de transição citado é o cádmio (Cd).

14. Alternativas corretas: 02, 04 e 08.

Em relação aos elementos químicos I e II apresentados, temos:

I. $4s^2 4p^3 \Rightarrow 5$ e⁻ na camada de valência.

II. $3s^2 \Rightarrow 2$ e⁻ na camada de valência.

01) Incorreto. O elemento II é um metal alcalino-terroso.

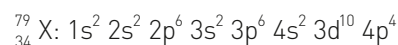
02) Correta. A distribuição eletrônica completa para o elemento é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

04) Correta.

08) Correta.

15. Alternativa d.

Em relação ao átomo do elemento químico X, temos:



$$Z = 79 - 45 = 34$$

camada de valência: $4s^2 4p^4$

nº e⁻ na camada de valência: $\underline{6} e^-$
grupo 16 (6A)

Assim, como o elemento Y apresenta propriedades químicas semelhantes ao elemento X, ambos pertencerão ao mesmo grupo ou família na tabela periódica, grupo 16 ou família 6A.

16. Alternativa c.

- X $\Rightarrow$ elétrons
- Y $\Rightarrow$ semelhantes
- Z $\Rightarrow$ líquido

17. Alternativa a.

18. Alternativa e.

O ródio (Rh) é um elemento metálico, sólido à temperatura ambiente, bom condutor de corrente elétrica, com reatividade menor que a do estrôncio e de massa atômica menor que a do cobalto.

19. Alternativa b.

20. Alternativa e.

	Grupos (Famílias)		
	13 (3A)	14 (4A)	15 (5A)
2º período	boro	carbono	nitrogênio
3º período	alumínio	silício	fósforo
4º período	gálio	germânio	arsênio

Em relação ao silício, temos:

- Elemento com uma camada eletrônica a menos: carbono.
- Elemento com um elétron a mais na camada de valência: fósforo.

Capítulo 14 Propriedades periódicas

Objetivos do capítulo

- Classificar os elementos químicos em relação a suas propriedades periódicas;
- comparar raio atômico de diferentes elementos;
- interpretar gráficos das propriedades periódicas.

Sugestões de abordagem

Acreditamos que o raio atômico é a propriedade periódica mais importante, pois, com o conhecimento de sua variação, é possível estudar as outras duas propriedades periódicas importantes: energia de ionização e eletronegatividade, lembrando que, por meio da energia de ionização, pode-se mostrar o caráter metálico dos elementos.

É importante levar o aluno a conhecer as propriedades citadas, mencionando, porém, que existem várias exceções.

Ressaltar que densidade, TF e TE são propriedades determinadas experimentalmente.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 231)

1. F. Metal alcalinoterroso: família 2. O raio aumenta de cima para baixo.
2. N. Calcogênio: família 16. O raio aumenta de cima para baixo.
3. A. No período, o raio aumenta da direita para a esquerda.
4. A. Metal alcalino: família 1. E.I. aumenta para cima.
5. R. Halogênio: família 17. E.I. aumenta para cima.
6. R.
A: metal – geralmente E.I. pequena.
R: ametal – geralmente E.I. grande.
7. B: metal – menor E.I.
O: ametal – maior E.I.
 $B = 496 \text{ kJ/mol}$
 $O = 941 \text{ kJ/mol}$
8. E. Metais alcalinoterrosos: família 2; eletronegatividade: aumenta de baixo para cima.
9. O. Calcogênio: família 16; eletronegatividade: aumenta para cima.
10. R.
B: metal – pequena eletronegatividade.
R: ametal – elevada eletronegatividade.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 232)

1. $C < A < B$.
a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \Rightarrow 11$ elétrons
3 camadas eletrônicas; 11 prótons
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \Rightarrow 38$ elétrons
5 camadas eletrônicas, 38 prótons
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow 17$ elétrons
3 camadas eletrônicas, 17 prótons
O átomo B é o que possui o maior número de camadas e, portanto, o maior raio atômico.
Os átomos A e C possuem o mesmo número de camadas, mas C tem maior número de prótons e, assim, as forças de atração núcleo-elétrons são maiores, resultando em um raio atômico menor.
2. a) Os átomos de um mesmo período da tabela periódica apresentam um mesmo número de camadas eletrônicas, assim, quanto maior for a carga nuclear efetiva desses elementos (número de prótons no núcleo), menor será o raio atômico apresentado pelos mesmos.
b) I. $Al^+ > Al^{2+}$
II. $F^- > F$
III. $Li > Li^+$
3. ${}_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 \overset{\text{camada de valência}}{3s^2}$
A 3ª energia de ionização é sempre maior que a segunda.
A 2ª E.I. é sempre maior que a primeira.
 $E.I._1 = 738 \text{ kJ}$; $E.I._2 = 1451 \text{ kJ}$; $E.I._3 = 7732 \text{ kJ}$.
4. Alternativa b.
A e C que apresentam baixa energia de ionização devem ser metais alcalinos
 $A = Na \Rightarrow Z = 11$

$$C = K \Rightarrow Z = 19$$

O elemento B, que apresenta elevada energia de ionização corresponde a um gás nobre:

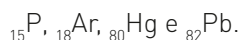
$$B = Ar \Rightarrow Z = 18$$

5. I.	1ª	2ª	Maior razão de 1ª para 2ª
	496	4563	$\frac{4563}{496}$
	Família 1		
II.	2ª	3ª	Maior razão de 2ª para 3ª
	1450	7731	$\frac{7731}{1450}$
	Família 2		
III.	1ª	2ª	Maior razão de 1ª para 2ª
	418	3069	$\frac{3069}{418}$
	Família 1		
IV.	1ª	2ª	Maior razão de 1ª para 2ª
	1681	3375	$\frac{3375}{1681}$
	Família 1		

6. Alternativa a.

7. Alternativa a.

Os elementos presentes nas alternativas são:



Aquele que apresenta maior eletronegatividade será o elemento que possuir o menor raio atômico, pois quanto mais próximo do núcleo os elétrons estiverem, maior será a atração próton-elétron. Assim, o elemento com menor raio atômico é o fósforo, por apresentar o menor número de níveis de energia (três), haja vista que não é definida eletronegatividade para os gases nobres, por já apresentarem a camada de valência

completa, não atraindo para si elétrons em uma ligação química.

8. Alternativa d.

9. Alternativa d.

Na palavra Kada**br**a, o elemento de maior eletronegatividade que podemos encontrar é o bromo – símbolo **Br**.

Na palavra Snr**o**lax, o elemento mais eletronegativo é o oxigênio – símbolo **O**.

Br – família dos halogênios

O – família dos calcogênios

10. Cl; 3,0

P; 2,1

Al; 1,5

Os átomos de um mesmo período da tabela periódica apresentam um mesmo número de camadas eletrônicas. Assim, quanto maior for a carga nuclear efetiva dos mesmos (número de prótons no núcleo) menor será o raio atômico. A eletronegatividade de um átomo pode ser definida como a força de atração sobre os elétrons de uma ligação; essa força tem relação com o átomo, quanto menor o tamanho do átomo maior a força de atração e consequentemente maior a eletronegatividade, pois a distância núcleo-elétron da ligação é menor.

11. Família – aumenta de cima para baixo.

Período – aumenta das extremidades para o centro.



Banco de imagens/
Arquivo da editora

Desafiando seus conhecimentos (p. 234)

1. Alternativa b.

2. a) Decrescente. O raio do cátion é sempre menor que o do átomo de origem, pois o menor número de elétrons implica uma diminuição nas

repulsões entre eles, o que, em alguns casos, também diminui o número de camadas. Quanto maior o número de elétrons retirados, menor o raio iônico.

b) Crescente. O raio do ânion é sempre maior que o do átomo de origem, pois o maior número de elétrons implica um aumento nas repulsões entre eles, aumentando o volume da eletrosfera. Quanto maior o número de elétrons a mais que prótons, para o mesmo elemento, maior será o raio iônico.

3. Valor intermediário de A e C $\cong 1,89 \cdot 10^{-10}$ m.

4. Menor raio – maior E.I. = C < B < A.

5. Alternativa c.

A toxicidade do Cd^{2+} é consequência desse cátion possuir raio e carga relativamente próximos ao de íons metálicos (Ca^{2+} e Zn^{2+}) que atuam em processos biológicos, causando interferência nesses processos.

6. Alternativa d.

Na tabela periódica, a ordem crescente de raios atômicos é nitrogênio < fósforo < arsênio e eles possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência, pertencendo ao mesmo grupo ou família, mas não ao mesmo período.

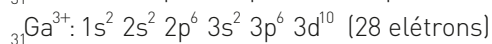
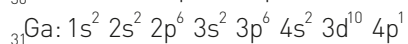
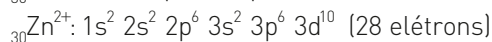
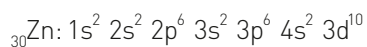
7. O elemento que apresenta o maior raio é o bário e o que apresenta o maior potencial de ionização é o oxigênio.

8. Alternativa d.

Análise das afirmações:

I. Incorreta. Zinco (quarto período da tabela periódica) apresenta raio atômico menor que o bário (sexto período da tabela periódica).

II. Correta. Zn^{2+} e Ga^{3+} são isoeletrônicos.



III. Correta. Bário é o elemento que apresenta menor potencial de ionização (a partir de sua posição na tabela periódica), pois apresenta o maior raio.

9. a) São elementos que pertencem à família dos gases nobres, portanto, apresentam as camadas de valência completas, o que faz com que a energia necessária para a retirada desses elétrons seja elevada.

b) Nesse intervalo, com o aumento da carga nuclear, aumenta também a força de atração do

elétron pelo núcleo, aumentando, consequentemente, a energia de ionização.

c) O elemento de $Z = 19$ é um metal que apresenta apenas 1 elétron na camada de valência e, como todos os elementos do primeiro grupo, tende a perder esse elétron numa ligação química, pois a força de atração núcleo-elétron é menor.

d) $Z = 9$, pois pertence à família dos halogênios, família que precisa de 1 elétron apenas para se estabilizar.

10. Alternativa c.

11. Alternativa c.

O cloro, por apresentar menos níveis eletrônicos, irá apresentar também menor raio e, consequentemente, maior eletronegatividade.

12. Alternativas corretas: 02, 04 e 16.

01) Incorreta. O cátion é sempre menor que o átomo de origem, pois ao perder elétrons, os demais elétrons serão mais fortemente atraídos pelo núcleo, que possui a mesma quantidade de prótons, diminuindo com isso o raio atômico.

02) Correta. Os átomos de potássio e cálcio pertencem ao mesmo período da tabela periódica, porém, o raio atômico do cálcio é menor pois como possui maior número atômico, ou seja, maior número de prótons, atrairá mais os elétrons, diminuindo o raio atômico.

04) Correta. Pois o átomo de fósforo possui maior número de prótons no núcleo atômico.

08) Incorreta. A eletropositividade aumenta com o aumento do raio atômico.

16) Correta. O cobalto é menor e mais eletronegativo que o potássio, pois quanto mais eletronegativo o elemento menor é seu raio.

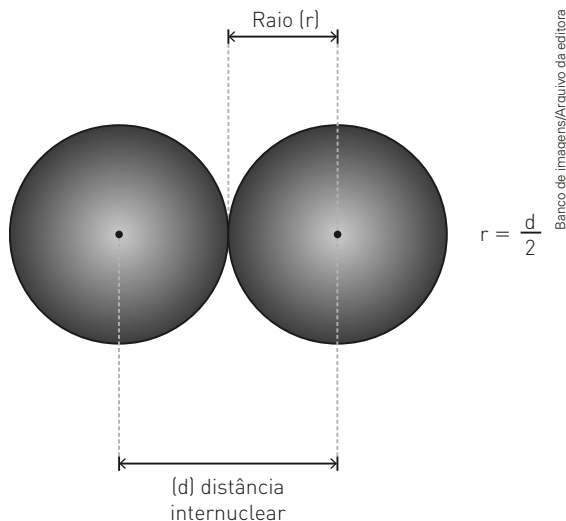
13. Alternativa d.

Análise das afirmativas:

I. Incorreta. Os elementos da família dos metais alcalinos são os elementos químicos que apresentam menor energia de ionização (localizados mais à esquerda na tabela periódica; apresentam maior raio num mesmo período).

II. Incorreta. O raio atômico é a distância entre o núcleo do átomo e o final da eletrosfera. Como é muito difícil medirmos o raio de um átomo, pois a região ocupada pelos elétrons

não tem uma posição bem definida, devemos medir, a partir da utilização dos raios X, a distância (d) entre dois núcleos vizinhos em um retículo cristalino e dividir esta distância por dois, ou seja, o raio atômico equivale à metade da distância internuclear:



Se tivermos um caso no qual os átomos têm mesmo número de níveis devemos comparar o número de prótons. Quanto maior o número de prótons, maior a atração sobre os seus elétrons; consequentemente o raio atômico diminui.

- III. Correta. Os elementos da família dos halogênios são os elementos químicos que apresentam maior afinidade eletrônica (comparativamente às outras famílias).
- IV. Correta. A eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair os elétrons de outro átomo em uma ligação química covalente.

14. Alternativa e.

O flúor apresenta o menor raio atômico e a maior energia de ionização.

15. Alternativa c.

O átomo III corresponde a um metal alcalino de distribuição eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 1 e⁻ na camada de valência. Os metais alcalinos são elementos que apresentam baixa afinidade eletrônica.

16. Corretas: I, II e III.

- I. Correta.
II. Correta.
III. Correta.

- IV. Incorreta. O elemento A pertence à família dos metais alcalinos e tende a se tornar cátion. O elemento F pertence à família dos halogênios e tende a tornar-se ânion.
- V. Incorreta. A e D são elementos representativos do bloco s da classificação periódica dos elementos.

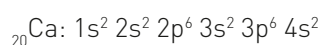
17. A partir do gráfico 1 apresentado temos que o elemento em questão apresenta 6 elétrons na camada de valência (grupo 16) e está localizado no terceiro período da tabela periódica, correspondendo, portanto, ao átomo de enxofre (S). Os elementos que apresentam as maiores afinidades eletrônicas na tabela periódica correspondem aos elementos do grupo 17 (família 7A da tabela periódica).

18. Alternativa a.

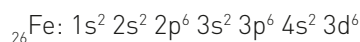
19. Alternativa c.

A partir da análise das propriedades dos elementos, está correto afirmar que o nitrogênio é mais eletronegativo do que o fósforo.

20. Alternativa e.

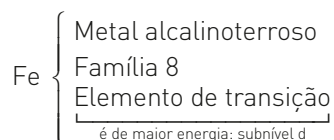
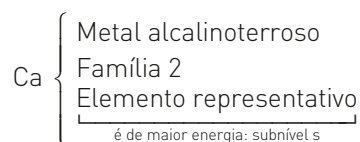


4^a período, família 2 (elemento representativo)



4^a período, família 2 (elemento de transição)

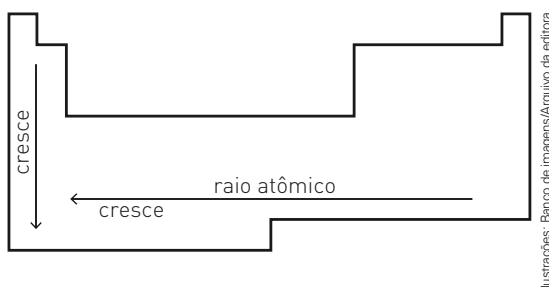
I. Correta.



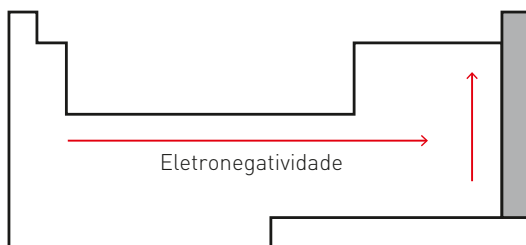
- II. Correta; os metais têm como característica perder elétrons.
- III. Correta; a eletropositividade diminui ao longo de um período (com o aumento do número atômico). Os elementos mais densos se localizam no centro da tabela.
- IV. Incorreta; o cálcio pertence à família 2 (metais alcalinoterrosos) e o ferro, à família 8.

21. Alternativa a.

I. Incorreta. O elemento de maior raio é o Q.



II. Correta. A ordem de eletronegatividade no segundo período será: $Z < A < D$.



III. Incorreta. O elemento mais eletronegativo é o T, pelo seu posicionamento na tabela.

IV. Correta. De acordo com o posicionamento na tabela, o elemento de maior raio será o Q.

V. Correta. O elemento X é menos eletronegativo que T, pois está situado a sua esquerda na tabela, e a eletronegatividade aumenta da esquerda para a direita nos períodos.

Assim, somente as afirmativas II, IV e V estão corretas.

22. Alternativa d.

De acordo com a tabela periódica:

Uut ($Z = 113$)

Uup ($Z = 115$)

Uus ($Z = 117$)

Uuo ($Z = 118$)

Quanto mais à direita num mesmo período, menor o raio atômico e maior a energia de ionização.

Conclusão: o Uuo apresenta maior energia de ionização.

Conexão

Tecnologia e sociedade (p. 240)

1. Transição.

2. Nd: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^4$.

Pr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^3$.

3. Subnível f.

4. Sólido, pois correspondem a metais de transição.

Unidade 5 – Interações atômicas e intermoleculares

Objetivos da unidade

Iniciamos a unidade 5 por ligações iônicas porque o aluno acabou de ver distribuição eletrônica e propriedades periódicas. Embora o enfoque principal seja baseado na regra do octeto, sugerimos que o professor chame a atenção dos alunos para o fato de que, como todo modelo, este também não é aplicável a todas as situações.

Ao final desta unidade, esperamos que o aluno:

- saiba relacionar os elementos químicos com o tipo de ligação química que podem fazer;

- entenda o conceito de estabilidade de átomos e íons;
- identifique as características dos compostos e relacione-as aos seus retículos;
- conheça a teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência;
- consiga tirar conclusões sobre a temperatura de ebulição e a solubilidade das soluções ao relacioná-las à polaridade das moléculas e às interações intermoleculares.

Ideias iniciais

O professor pode iniciar essa aula perguntando aos alunos se eles acham que a grande maioria dos átomos encontrados na natureza está isolada ou ligada a outros átomos.

É bastante provável que os alunos respondam que a maioria dos átomos se encontra ligada a outros átomos. Discuta com os alunos o fato de as ligações químicas ocorrerem para os átomos adquirirem maior estabilidade. Nesse momento pode-se utilizar a pergunta apresentada na abertura da unidade, “Será que os átomos que os compõem estão unidos da mesma maneira?”, abrindo uma breve discussão com os alunos.

Ao instigar a curiosidade dos mesmos sobre como os átomos estão ligados, pode-se passar a apresentação do conteúdo de ligações iônicas, como sugerido a seguir.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar o professor nas pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso o professor pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 7 maio 2018.

- A questão do mercúrio em lâmpadas fluorescentes (aspectos da relação entre mercúrio, lâmpadas fluorescentes e métodos de

descontaminação de seus resíduos) – *Química Nova na Escola*, nº 28, p. 15: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/04-QS-4006.pdf>>.

- Os fulerenos e sua espantosa geometria molecular (trata da história e das repercussões da descoberta de formas alotrópicas moleculares do carbono, uma delas no formato de bola de futebol) – *Química Nova na Escola*, nº 4, p. 7: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc04/atual.pdf>>.
- Contaminação por mercúrio e o caso da Amazônia (breve exposição do problema do mercúrio no Brasil, com ênfase para a Amazônia) – *Química Nova na Escola*, nº 12, p. 3: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc12/v12a01.pdf>>.
- YouTube – Sal e sódio na medida certa: <<https://www.youtube.com/watch?v=g-whoN0uFREQ>>.
- Pesquisa sobre características da água: <<http://educacao.uol.com.br/disciplinas/ciencias/agua-importancia-e-propriedades-daagua.htm>>; <<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/po-que-a-cor-do-mar-varia-entre-o-azul-e-o-verde>>.
- Pesquisa sobre a história dos metais: <http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/linha%20tempo/Idade_Metals/pdf_LT/LT_idade_dos_metalis.pdf>.
- Pesquisa sobre a história do prêmio Nobel: <<http://ultimosegundo.ig.com.br/ciencia/2012-10-08/premio-nobel-2012.html>>.

Capítulo 15

Ligações iônicas ou eletrovalentes

Objetivos do capítulo

- Relacionar a camada de valência com a tendência do elemento em perder ou receber elétrons para a formação de íons eletronicamente estáveis;
- identificar e caracterizar os compostos iônicos.

Sugestões de abordagem

O professor pode começar introduzindo a regra do octeto. Em seguida, exemplificar a formação de íons devido à perda ou ao ganho de elétrons e relacionar a interação entre os íons como sendo a ligação iônica.

Sugerimos que você descreva a formação dos retículos iônicos utilizando a ideia da interação eletrostática entre cátions e ânions. Com base nisso, deduzir as características dos compostos iônicos.

Se preferir, poderá levar para a sala de aula alguns compostos, tais como cloreto de sódio (NaCl), sulfato de cobre (CuSO₄), óxido de cálcio (CaO), e apresentá-los como exemplos de compostos iônicos, mencionando suas propriedades características. Se achar conveniente, pode mostrar que em solução aquosa esses compostos apresentam condutibilidade elétrica.

Algo a mais

Um dos compostos iônicos mais importantes e mais usados é o cloreto de sódio. A seu respeito, podem ser feitas várias pesquisas e atividades:

- regiões produtoras do sal no Brasil (interdisciplinaridade com Geografia);

- estudo do bócio (interdisciplinaridade com Biologia);
- importância da produção e da exportação do sal nas capitanias hereditárias e das minas de sal-gema na expansão territorial do Brasil, do Nordeste para o Centro-Oeste (interdisciplinaridade com História).

Conexão

Saúde (p. 250)

Dieta com baixo teor de sódio

A leitura evidencia o uso de compostos iônicos pelos seres humanos e, ao mesmo tempo, fornece algumas informações sobre hipertensão e anemia que podem ser úteis ao aluno.

1. Tabela pessoal, elaborada de acordo com a alimentação do aluno.
2. A partir das informações apresentadas, a versão "light" do sal apresenta 50% de KCl , assim, temos válido que:

$$\begin{array}{lcl} 991 \text{ g de NaCl} & \text{———} & 100\% \\ m \text{ KCl} & \text{———} & 50\% \\ m = 495,5 \text{ g de KCl} \end{array}$$

Logo, metade da massa de $NaCl$ é trocada por KCl .

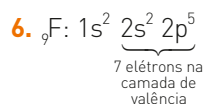
3. A função do iodato de potássio é ser uma fonte do elemento químico iodo para o organismo. A absorção de iodo pelo organismo em quantidades apropriadas previne a ocorrência do denominado bócio endêmico.
4. Durante o processo de cozimento, parte do ferro dos pregos e da panela é convertida para a forma de íons ferro (Fe^{2+}), sendo a forma iônica a absorvida pelo organismo.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 251)

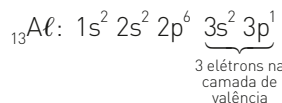
1. Evaporação, em água (mais volátil) evapora e fica o sal.
2. As águas do Mar Morto têm grande quantidade de sais dissolvidos, sendo então muito densas, o que permite que o corpo de uma pessoa, menos denso, flutue.
3. a) $\underbrace{Na^+ Cl^-}_{NaCl}$ (1 carga + : 1 carga -)
b) $\underbrace{K^+ Cl^-}_{KCl}$ (1 carga + : 1 carga -)
c) $\underbrace{Mg^{2+} (SO_4)^{2-}}_{MgSO_4}$ (2 cargas + : 2 cargas -)
d) $\underbrace{Mg^{2+} Cl_2^-}_{MgCl_2}$ [2 cargas + : 1 carga - ($\times 2$)]
e) $\underbrace{Na^+ (SO_4)^{2-}}_{Na_2SO_4}$ [(2 $\times$) 1 carga + : 2 cargas -]
4. Substâncias iônicas: sólidas na temperatura ambiente; elevadas PF e PE; retículos duros e

quebradiços; conduzem eletricidade no estado físico líquido ou em solução (dissolvidos).

5. O cloreto de sódio só se encontra no estado líquido em temperaturas muito elevadas. No recipiente existe, na verdade, uma solução de $NaCl$.



Íon mais estável: F^- .



Íon mais estável: Ca^{2+} .

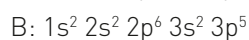
- a) $Ca^{2+} F^- \Rightarrow CaF_2$
2 cargas (+) = 1 carga (-) $\times 2$
- b) $Ca^{2+} S^{2-} \Rightarrow CaS$
2 cargas (+) = 2 cargas (-)
- c) $Al^{3+} F^- \Rightarrow AlF_3$
3 cargas (+) = 1 carga (-) $\times 3$
- d) $Al^{3+} S^{2-} \Rightarrow Al_2S_3$
3 cargas (+) $\times 2$ = 1 carga (-) $\times 3$

Professor, depois de discutir e compartilhar os resultados trazidos pelos estudantes, você pode montar uma tabela, comparando as composições e concentrações das águas minerais pesquisadas. Faça com que os educandos notem que águas minerais às quais são adicionados sais com objetivos específicos – por exemplo, para obter águas gaseificadas ou fluoretadas – não são águas naturais.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 252)

1. Alternativa a.

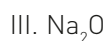
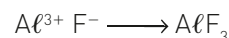
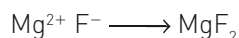
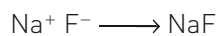
A partir das informações apresentadas no enunciado temos:



O elemento A possui um elétron na camada de valência ($4s^1$) e, portanto, tende a perder este elétron, formando o cátion A^+ .

O elemento B possui sete elétrons na camada de valência ($3s^2 3p^5$) e, portanto, tende a receber um elétron, formando o ânion B^- .

2. As fórmulas dos compostos iônicos (metal + ametal) formados pela combinação dos elementos apresentados são:

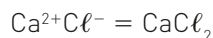


4. Alternativa b.



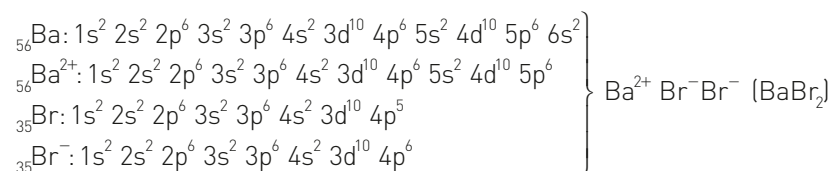
Júlia Pedro

O cálcio pertence ao 2º grupo da tabela periódica, perdendo $2e^-$ para ficar estável, enquanto o cloro pertence ao grupo 17 da tabela periódica e necessita de $1e^-$ para ficar estável. Assim, a junção desses elementos vai formar um composto iônico de fórmula:

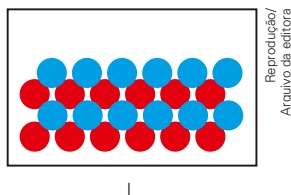


5. Alternativa d.

Os elementos bromo (Br) e bário (Ba) podem formar o composto iônico $BaBr_2$.



6. A figura I:



$$\text{Ca}^{2+}\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{CaS}$$

7. Alternativa e.

8. a) NaClO – hipoclorito de sódio
b) Ca(OH)_2 – hidróxido de cálcio
c) KNO_3 – nitrato de potássio

O composto apresentado $[XY(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O]$ deve ser eletricamente neutro. Assim, sabendo que o íon sulfato é bivalente negativo $[SO_4^{2-}]$ e tendo dois ânions sulfatos na fórmula, a carga total negativa será:

$$2 \times (-2) = -4$$

Logo, a soma das cargas dos cátions X e Y deve resultar em +4. Assim, uma combinação possível desses cátions seria:



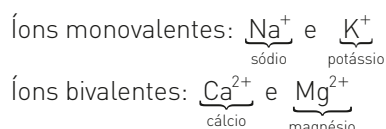
- I. Incorreta. Não apresentam brilho metálico.
- II. Correta. Apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição devido às forças eletrostáticas.
- III. Correta. Apresentam boa condutibilidade elétrica quando em solução aquosa ou fundidos.
- IV. Correta. São sólidos nas condições ambiente (25 °C e 1 atm).
- V. Incorreta. São solúveis em solventes polares como a água, sendo que esta solubilidade pode variar muito.

Desafiando seus conhecimentos (p. 254)

A ligação entre o sódio (metal) com o cloro (ametal) é uma ligação iônica.

Um metal alcalinoterroso pode doar 2 elétrons para se estabilizar enquanto um halogênio precisa receber apenas 1 elétron para completar 8 elétrons em sua camada de valência.

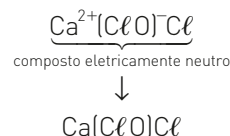
A partir do texto apresentado, conclui-se que o processo de nanofiltração retém os íons bivalentes, assim, as espécies iônicas retidas serão cálcio e magnésio.



A partir do enunciado, os compostos formados por metais alcalinos (família 1A) e halogênios (família 7A) são:



Os íons Ca^{2+} , ClO^- e Cl^- irão compor um sal de fórmula:



Os solutos, no caso o NaOH e o Ca(OH)_2 , são compostos iônicos (formados por ligações entre metais e ametais). Os compostos iônicos são formados por cátions e ânions, ou seja, apresentam íons em suas estruturas.

8. Alternativa a.

Como a energia reticular é diretamente proporcional ao produto dos módulos das cargas dos íons e inversamente proporcional às distâncias entre os núcleos, assim, o produto dos módulos das cargas:

$$\begin{array}{l} \text{Grupo I} \left\{ \begin{array}{ll} \text{MgF}_2: & 2 \cdot 1 = 2 \\ \text{MgO}: & 2 \cdot 2 = 4 \end{array} \right. \\ \text{Grupo I} \left\{ \begin{array}{ll} \text{KF}: & 1 \cdot 1 = 1 \\ \text{CaO}: & 2 \cdot 2 = 4 \end{array} \right. \end{array}$$

Como flúor e oxigênio pertencem ao mesmo período e potássio e cálcio também, eles apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas e a diferença entre seus raios é muito pequena, então, irão apresentar as maiores temperaturas de fusão em seus respectivos grupos, de acordo com os cálculos acima: o MgO e o CaO.

$$\begin{array}{l} \text{Grupo III} \left\{ \begin{array}{ll} \text{LiF}: & 1 \cdot 1 = 1 \\ \text{KBr}: & 1 \cdot 1 = 1 \end{array} \right. \end{array}$$

9. O metal alcalino terroso responsável pela cor prateada é o magnésio.

Fórmula mínima do cloreto formado pelo magnésio: MgCl_2 .

Coloração obtida pelo metal que possui menor raio atômico, ou seja, pelo lítio (segundo período da tabela periódica): vermelha.

O lítio na forma de cátion (grupo 1): +1.

10. Alternativa d.

11. Alternativa b.

J e G pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica, logo apresentam o mesmo número de elétrons de valência.

Os elementos J, X e Z apresentam números atômicos consecutivos, sendo X um gás nobre:

$$J = z - 1 \text{ (grupo 17: halogênio)}$$

$$X \text{ (gás nobre)} = z \text{ (grupo 18)}$$

$$Z = z + 1 \text{ (grupo 1: metal alcalino)}$$

O composto formado por um metal alcalino (Z) e um halogênio (J) é iônico e sua fórmula pode ser representada por: $[Z^+][J^-]$ ou ZJ.

12. Alternativa c.

O composto CaCl_2 é o único que é formado por ligação iônica e os compostos iônicos possuem interações mais intensas quando comparadas às covalentes, por ser formadas por íons, sendo assim seus pontos de fusão e ebulição são mais intensos.

13. Alternativa d.

Com base nessas informações, é correto classificar como substância iônica apenas Y, pois compostos iônicos conduzem corrente no estado líquido, mas não no estado sólido, pois neste caso os íons ficam retidos na rede cristalina.

Capítulo 16 Ligações covalentes

Objetivo do capítulo

- Caracterizar a formação dos pares eletrônicos, independentemente da origem dos elétrons.

Sugestões de abordagens

Sugerimos que o professor apresente a ligação covalente de acordo com o conceito de Lewis, que propõe a formação de pares eletrônicos a partir de um elétron de cada átomo participante da ligação ou

então de dois elétrons de um mesmo átomo, e que os elétrons de quaisquer átomos são iguais.

Na apresentação da ligação covalente, optamos por seguir a tendência da grande maioria dos autores de Química no Ensino Superior e mesmo no Médio de não usar o modelo de ligação covalente dativa. Acreditamos que, para não confundir os alunos, não devemos nem mesmo citá-las.

Para esclarecer a aplicação do modelo de Lewis para o octeto, mostramos a seguir alguns exemplos:

CO: total de e^- de valência: 10 e^-

Inicia-se fazendo uma ligação simplista entre os átomos:



Distribuem-se pares de elétrons nos átomos das extremidades:



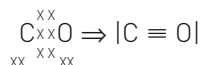
Distribuem-se mais pares de elétrons:



A seguir, desloca-se um par de e^- de um dos átomos para formar uma ligação dupla.

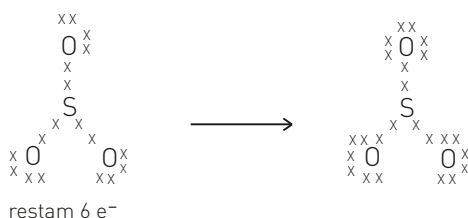
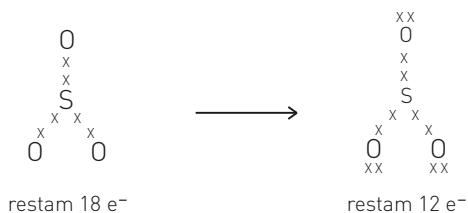


O oxigênio já atingiu a estabilidade, porém o C ainda não. Então, desloca-se um par de e^- do O para formar uma nova ligação.

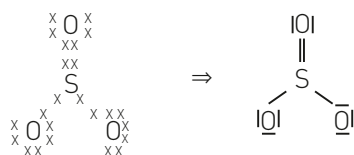


Agora, veja esquematicamente como construir a fórmula eletrônica do SO_3 :

SO_3 : 24 e^- de valência



Os átomos de O já atingiram a estabilidade, mas, como o S ainda não, desloca-se um par de e^- de um dos átomos de O.

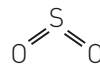


Devemos evitar memorizações muito usadas, como: o O e o S são bivalentes.

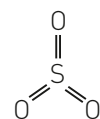
De acordo com este modelo, o número de ligações depende só do fato de os átomos ficarem com 8 elétrons na camada de valência.

É importante ressaltar para o aluno que, independentemente do número de ligações covalentes, com exceção do hidrogênio, os átomos atingem a estabilidade com 8 elétrons na camada de valência, isso para os elementos que obedecem à Regra do octeto.

No Ensino Superior, é utilizado um outro modelo, denominado expansão da camada de valência. Por esse modelo, a molécula de SO_2 é representada por:



E a molécula de SO_3 é representada por:



Recomendamos que use a leitura sobre a camada de ozônio para iniciar uma discussão sobre os fatores que influenciam a atmosfera terrestre, assunto que será retomado na unidade seguinte.

Após apresentar alotropia, faça um paralelo entre as características dos compostos iônicos, moleculares e covalentes.

Para finalizar o conteúdo deste capítulo, o professor deve enfatizar que, apesar de explicar várias moléculas, o modelo do octeto apresenta, como todo modelo, restrições.

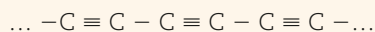
Indique, então, as exceções mostradas no texto.

Algo a mais

1. Peça aos alunos que façam uma pesquisa a respeito da Medicina Ortomolecular, ramo que estuda a ação e o combate de radicais livres. Peça também que colem opiniões de alguns médicos sobre esse ramo da Medicina, sua validade, sua aplicação e suas restrições.
2. Complemente a atividade com um trabalho conjunto com a disciplina de Biologia, ou convide um médico que pratique essa especialidade para dar uma palestra.
3. Com essa leitura, você poderá transmitir uma informação a respeito de uma descoberta recente da Química.

Uma nova variedade alotrópica do carbono

Em 1995, o cientista Richard Lagow, da Universidade do Texas, nos Estados Unidos, registrou a descoberta de uma quarta variedade alotrópica do carbono: os poli-inos. Essa variedade consiste em uma estrutura linear de aproximadamente quinhentos átomos de carbono, que se encontram unidos, alternadamente, por ligações simples e triplas:



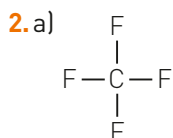
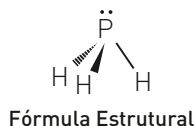
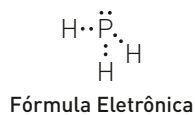
Embora os poli-inos ainda não tenham sido muito estudados — trata-se de uma descoberta

recente —, aparentemente eles possuem uma propriedade importante: a de conduzir corrente elétrica ao longo de um eixo. Dessa forma, a estrutura linear dos átomos de carbono poderia funcionar como um fio, o qual seria formado por apenas uma molécula. Se essa propriedade for confirmada, os poli-inos podem ser aplicados na nanotecnologia — área da tecnologia que trata do desenvolvimento de equipamentos em escala de nanômetros, ou seja, de bilionésimos de metro ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$).

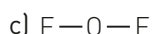
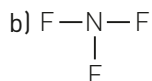
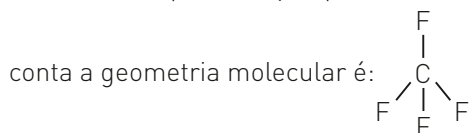
McMURRY, John. *Organic Chemistry*. Brooks/Cole Publishing Company. Traduzido e adaptado pelos autores.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 264)

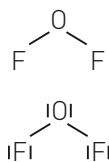
1.
$$\begin{array}{c} \text{H}:\text{P}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H}-\text{P}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$
- Outras representações possíveis são:



Uma outra representação possível, levando em



Outras representações possíveis, levando em conta a geometria molecular, são:

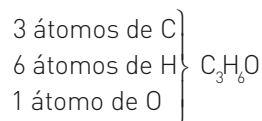
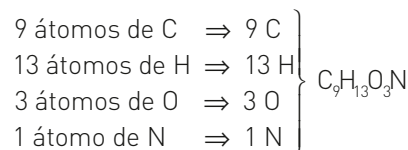
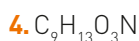


Fórmula		
molecular	eletrônica	estrutural
Cl_2	$:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{Cl}-\text{Cl}$
HCl	$\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{H}-\text{Cl}$
H_2S	$\text{H}:\ddot{\text{S}}:\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{S}-\text{H} \\ \text{2 átomos H} \\ \text{1 átomo S} \\ \text{8 elétrons de valência} \end{array}$

Cl: família 17 $\therefore$ 7 e^- na camada de valência

H: família 1 $\therefore$ 1 e^- na camada de valência

S: família 16 $\therefore$ 6 e^- na camada de valência



b) 1 traço representa uma ligação simples e, assim, 2 elétrons compartilhados.

2 traços representam uma ligação dupla e, assim, 2 pares ou 4 elétrons compartilhados.

Aldeído fórmico: 2 ligações simples: $2 \cdot 2 e^-$

1 ligação dupla: $1 \cdot 4 e^-$

8 elétrons

Acetona: 8 ligações simples: $8 \cdot 2 e^-$
 1 ligação dupla: $1 \cdot 4 e^-$
 20 elétrons

- c) Cada átomo de H apresenta 1 elétron na camada de valência e o utiliza em compartilhamento. Cada átomo de C apresenta 4 elétrons na camada de valência e os utiliza em compartilhamentos. Cada átomo de O

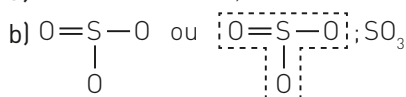
apresenta 6 elétrons na camada de valência e somente 2 são utilizados em compartilhamentos. Assim, cada átomo de O possui 4 elétrons não compartilhados.

Aldeído fórmico: 1 átomo de O: 4 elétrons não compartilhados.

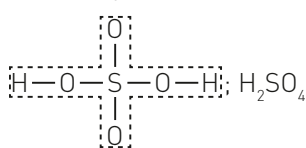
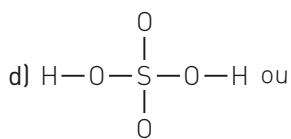
Acetona: 1 átomo de O: 4 elétrons não compartilhados.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 265)

1. a) $C \equiv O$ ou $IC \equiv OI$; CO



- c) $H-O-Cl-O$ ou $H-O-Cl-O$; $HClO_2$



2. a) $C_{10}H_{20}N_2S_4$

b) 10.

c) Não, pois as valências do N e do O são diferentes.

3. Alternativa c.

O exame dessa fórmula mostra que, na molécula de ácido oxálico, existem entre os átomos ligações de compartilhamento de pares eletrônicos, ou seja, covalentes.

4. Alternativa c.

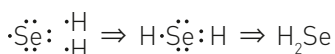
O gás carbônico e a água são formados por moléculas (os átomos se ligam por compartilhamento de elétrons ou ligações covalentes), ou seja, são substâncias moleculares.

5. Alternativa d.

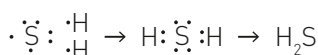
Família 16: 16 elétrons na camada de valência (precisa de mais 2 elétrons).

Hidrogênio: 1 elétron na camada de valência (precisa de mais 1 elétron).

Seleneto de hidrogênio:



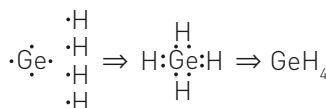
Sulfeto de hidrogênio:



6. Alternativa e.

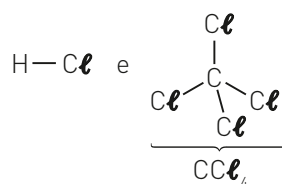
Ge: família 14: 4 elétrons na camada de valência.

H: 1 elétron na camada de valência.

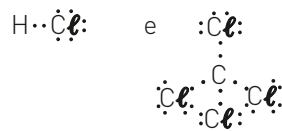


7. a) O cloro, sendo um ametal, irá formar compostos covalentes ao se ligar com outros ametais, por exemplo, com hidrogênio e carbono.

Exemplo:



- b) As fórmulas eletrônicas dos compostos covalentes são:



8. Alternativa a.

9. Alternativas corretas: 01 e 04.

Os compostos iônicos são formados por átomos metálicos (Na e Ca) unidos a átomos não metálicos (O e Cl) por ligação iônica e são sempre sólidos à temperatura ambiente.

Os compostos moleculares são formados por átomos não metálicos unidos por ligações covalentes e com estado físico variável à temperatura ambiente.

01) CaCl_2 ; ligação iônica; sólido (correta).

02) NaCl ; ligação iônica; sólido (incorreta).

04) Cl_2 ; ligação covalente; gasoso (correta).

08) Na_2O ; ligação iônica, sólido (incorreta).

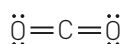
16) O_2 ; ligação covalente, gasoso (incorreta).

10. Alternativa e.

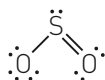
Desafiando seus conhecimentos (p. 267)

1. Alternativa e.

Observando as moléculas de CO_2 e de SO_2 temos válido que:



8 elétrons compartilhados



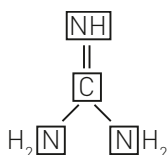
6 elétrons compartilhados

2. Alternativas a e e.

3. Alternativa a.

4. Alternativa c.

5. a)



b) A denominação dada à figura é a fórmula estrutural simplificada, e as linhas desenhadas entre os símbolos representam as ligações covalentes.

6. Alternativa c.

O composto $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, por apresentar um metal em sua estrutura, possui ligações iônicas e covalentes (entre o oxigênio e o enxofre);

Para o composto Cl_2 , como se trata de dois ametais, apresenta uma ligação covalente simples;

Para o óxido de cálcio, CaO , mesma justificativa do primeiro composto, apresenta um metal em sua fórmula, formando uma ligação iônica.

Para o flúor F_2 , mesma justificativa do segundo composto, formando uma ligação covalente.

7. a) Analisando as dicas, temos:

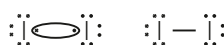
II. Elemento que possui 7 elétrons de valência e está no quinto período da Tabela Periódica: Iodo (I).

III. Metal de número atômico 75: Re (Rênio)

IV. A terceira sílaba corresponde ao elemento que possui 10 prótons, 10 elétrons e 10 nêutrons: Ne (néonio).

Portanto, o nome formado é IReNe.

b) O gás formado é o I_2 . Sua estrutura será:



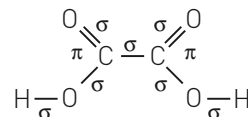
c) KI: sólido; HI: gasoso.

d) O néonio pertence à família 18 ou 8A, dos gases nobres, cuja principal característica é serem inertes e possuírem a camada de valência completa.

8. Alternativa a.

9. I. A fórmula molecular do ácido oxálico é $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$.

II. Pela sua fórmula estrutural, podemos observar:



Ligações sigma (σ) = 7

Ligações pi (π) = 2

III. 18 e^- compartilhados.

IV. 16 e^- não compartilhados, presentes nos átomos de oxigênio.

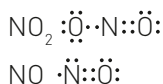
V. $X > Y$.

10. Alternativa a.

Na ligação dupla a concentração eletrônica é maior. Isso gera uma distância menor entre os átomos de carbono, sendo necessária uma maior absorção de energia para romper essa ligação.

Complemento (p. 274)

1. Alternativa a.



As espécies radicalares, como o NO_2 , o NO e o oxigênio atômico, são muito reativas e aceleram o processo de transformação do O_2 em O_3 .

2. NO:

N: 5 e^- na camada de valência
 O: 6 e^- na camada de valência
 11 e^- na camada de valência

Unindo os átomos por um primeiro compartilhamento:



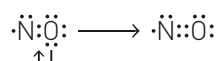
Adicionando os elétrons para completar o octeto do átomo de O:



Os três elétrons restantes são adicionados ao N:



Para aumentar a quantidade de e^- na camada de valência do N, aproximando-a de 8, temos:



1 átomo de N: 1 $\cdot$ 5 e^-

2 átomos de O: 2 $\cdot$ 6 e^-

17 e^- na camada de valência

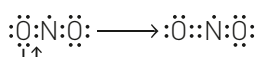
Considerando a ideia de simetria e unindo os átomos por um compartilhamento, temos:



Completando o octeto dos átomos de oxigênio e adicionando os elétrons restantes, temos:



Deslocando 1 par não ligante para aproximar a quantidade de elétrons do átomo de oxigênio para 8:

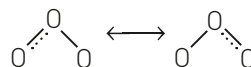


3. Item III.

O BeCl_2 é uma substância molecular, mesmo apresentando um metal (berílio) ligado a um ametal (cloro). Alguns compostos de berílio não seguem a regra do octeto.

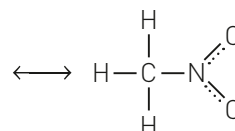
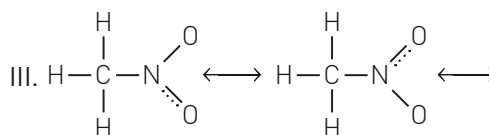
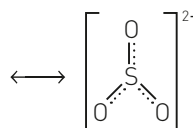
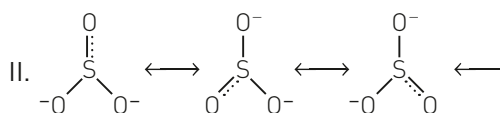
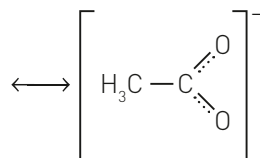
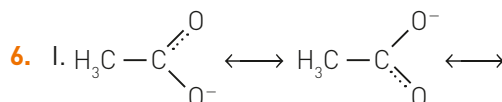
4. Alternativa e.

O ozônio apresenta estruturas de ressonância para a posição da ligação dupla.



5. Alternativa b.

Nas moléculas, a ressonância ocorre com a posição da ligação dupla:



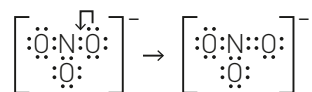
7. NO_3^- :

1 átomo de N = $1 \cdot 5 e^-$

3 átomos de O = $3 \cdot 6 e^-$

1 elétron carga = 1

24 elétrons de valência



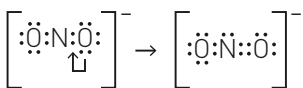
NO_2^- :

1 átomo de N = $1 \cdot 5 e^-$

2 átomos de O = $2 \cdot 6 e^-$

1 elétron carga = 1

18 elétrons de valência

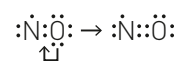


NO :

1 átomo de N = $1 \cdot 5 e^-$

3 átomos de O = $1 \cdot 6 e^-$

11 elétrons de valência



8. Alternativa c.

	$\ddot{\text{N}}$	=	N	=	$\ddot{\text{O}}$	
e ⁻ de valência	5		5		6	—
e ⁻ não compartilhado	4		0		4	—
metade dos e ⁻ compartilhados	2		4		2	
carga formal	21		11		0	

Fundamentando seus conhecimentos (p. 279)

1. I. Ilustração a.

A substância natural de maior dureza é o diamante.

II. Ilustração c.

O grafite é a forma alotrópica do carbono que conduz corrente elétrica quando no estado sólido.

III. Ilustração b.

O fulereno apresenta a forma de uma esfera oca.

2. Alternativa d.

Nas reações de combustão o gás oxigênio atua como comburente e não como combustível.

3. A associação correta entre as informações e as figuras apresentadas é:

I. Ilustração b.

II. Ilustração a.

III. Ilustração b.

IV. Ilustração a.

V. Ilustração b.

VI. Ilustração a.

VII. Ilustração a.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 280)

1. Alternativa c.

Em ambas as variedades alotrópicas, os átomos de carbono permanecem unidos por ligações covalentes.

2. I. Correta.

II. Incorreta.

III. Incorreta.

IV. Correta.

V. Correta.

3. Alternativa e.

4. Alternativa c.

5. Ilustrações I e III.

6. Ilustração VI.

7. Ilustração III.

8. Ilustração V.

9. Ilustrações II, IV e VI.

10. Ilustrações I e III.

Desafiando seus conhecimentos (p. 281)

1. Alternativa e.

As três formas alotrópicas do elemento carbono são grafite, diamante e fulereno.

2. Alternativa c.

Corresponde a um alótropo e não isótopo.

3. Alternativa c.

4. Alternativa b.

5. Alternativa a.

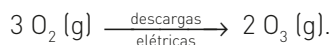
6. Alternativas corretas: 01, 02, 08 e 16.

01) Correto; oxigênio comum (O_2) e ozônio (O_3) são as formas alotrópicas do elemento oxigênio.

02) Correto; a atmosfera é constituída principalmente por gás nitrogênio, gás oxigênio e argônio.

04) Incorreto; ozônio: O_3 .

08) Correto; de acordo com a reação:



16) Correto; toda reação de combustão precisa do gás oxigênio para ocorrer.

7. Alternativa e.

O SiO_2 apresenta retículo covalente, formado por átomos de Si unidos a átomos de O, na proporção de 1:2, por ligações covalentes muito fortes.

O CO_2 apresenta retículo molecular, formado por moléculas de CO_2 unidas por interações consideravelmente fracas, sendo então necessária uma pequena energia para repará-las, o que resulta em baixo ponto de fusão.

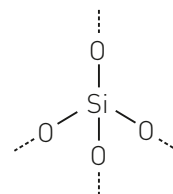
8. Alternativa b.

A propriedade à qual se refere o texto, no qual um mesmo elemento químico dá origem a substâncias químicas simples e diferentes, é denominada alotropia.

As formas descritas para o carbono no texto são grafite (rede hexagonal) e fulereno (estrutura semelhante a uma bola de futebol).

9. Alternativa a.

A substância representada pelo modelo tridimensional apresentado somente pode corresponder à sílica (SiO_2)_n.



10.a) O grafeno (forma alotrópica do carbono) é considerado um material de elevada transparência devido à baixa absorção de luz (2%) por monocamada formada. De acordo com a figura tem-se cinco camadas, então:

$$\begin{array}{ccccccc} 100\% & \Rightarrow & 98\% & \Rightarrow & 96\% & \Rightarrow & 94\% & \Rightarrow & 92\% \\ n=0 & & n=1 & & n=2 & & n=3 & & n=4 \end{array}$$

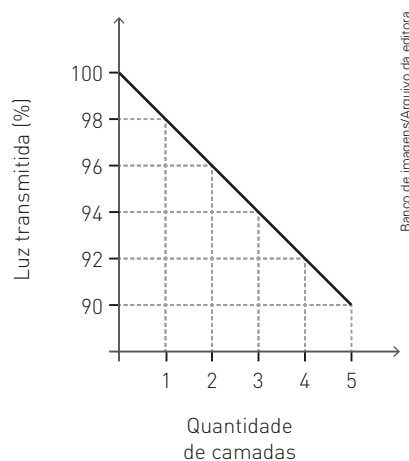
$$100 - \frac{2}{100} \cdot 100 = 98$$

$$98 - \frac{2}{100} \cdot 98 = 96,04 \approx 96$$

$$96,04 - \frac{2}{100} \cdot 96,04 = 94,1192 \approx 94$$

$$94,1192 - \frac{2}{100} \cdot 94,1192 = 92,236816 \approx 92$$

$$92,236816 - \frac{2}{100} \cdot 92,236816 = 90,39208 \approx 90$$



b) Outras três formas alotrópicas do carbono: diamante, grafite e fulereno.

1. A sacarose e a parafina derretem passando para o estado líquido e os compostos iônicos (MgSO_4 e NaCl) não derretem, permanecendo no estado sólido.
2. Fusão.
3. Iônicos: cloreto de sódio e sulfato de magnésio.
Moleculares: sacarose e parafina.

Capítulo 17 Ligações metálicas

Objetivos do capítulo

- Caracterizar a ligação metálica;
- reconhecer algumas ligas metálicas e suas propriedades.

Sugestões de abordagem

Sugerimos que o professor aborde o assunto mostrando um modelo para o retículo cristalino metálico, para que o aluno entenda algumas características dos metais.

O professor e os alunos podem preparar uma aparelhagem para testar a condutividade elétrica, como a existente nas atividades experimentais do capítulo 21, e verificar a condutividade elétrica de vários metais, mostrando que diferentes metais são bons condutores de corrente elétrica no estado sólido.

Apresentar algumas características dos metais, tais como brilho, maleabilidade, etc.

Citando fusível, garfo inox e sino de bronze, apresentar a composição qualitativa dessas ligas e, com isso, conceituar ligação metálica, bem como produção e utilização de ligas metálicas.

Algo a mais

O ouro

O ouro é um dos nove elementos conhecidos pelo ser humano desde a mais remota antiguidade (2600 a.C.). Os outros elementos são prata, cobre, estanho, chumbo, mercúrio, ferro, enxofre e carbono.

É considerado metal precioso não só pela sua beleza, mas pela sua baixa reatividade e, principalmente, pela sua raridade (para cada um milhão de toneladas de terra, encontramos aproximadamente cinco quilos de ouro).

O ouro é encontrado livre na natureza (ouro nativo).

O ouro puro normalmente é denominado ouro 24 quilates (100% puro). Essa terminologia tem origem muito antiga — e incerta.

Acredita-se que a palavra quilate derive de *carat*, nome da semente da alfarrobeira, que apresenta massa aproximadamente constante de 0,2 g. Acredita-se que os egípcios tenham utilizado essas sementes como padrão de massa.

O ouro comumente utilizado para a produção de joias apresenta 75% em massa de ouro, sendo denominado ouro 18 quilates. Os outros 25% correspondem à prata e ao cobre.

A pirita, cuja fórmula é FeS_2 , apresenta grande semelhança com o ouro: possui a mesma cor e o mesmo brilho e, por isso, é conhecida, principalmente entre os garimpeiros, por “ouro dos tolos”.

Para diferenciar a pirita do ouro, podemos fazer vários testes, por exemplo:

- a) verificar a passagem de corrente elétrica no estado sólido:
 - ouro: conduz corrente elétrica;
 - pirita: não conduz corrente elétrica.
- b) morder levemente a amostra:
 - ouro: é mais maleável que a grande maioria dos metais; assim, ficará com a marca dos dentes;
 - pirita: é dura e quebradiça como todos os compostos iônicos; ao ser mordida, se for constituída de cristais pequenos, quebrará e formará estruturas menores com faces planas.

1. A maioria dos metais apresenta cor cinza. Existe um metal de cor amarela e outro avermelhado. Quais são eles?
2. O ouro é um metal muito reativo ou pouco reativo?

3. Nos garimpos, para saber se o metal que encontraram é uma pepita de ouro, os garimpeiros costumam mordê-lo. Qual é a propriedade do ouro que se verifica com esse procedimento?
4. Se o ouro puro (100%) é denominado 24 quilates, uma peça de ouro 18 quilates deve apresentar que porcentagem de ouro?
5. Qual é a massa de ouro que deve existir em um medalhão de 10 gramas de ouro 18 quilates?
6. A pirita (FeS_2), denominada “ouro dos tolos”, é um composto iônico ou molecular?

EXPLORE SEU MUNDO – MOEDAS (p. 287)

Respostas pessoais.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 287)

1. Ouro: Au; prata: Ag; platina: Pt; cobre: Cu; mercúrio: Hg.
2. Bronze: Cu e Sn.
3. Ouro (75%) e cobre e prata (25%).
4. Ouro (amarelo) e cobre (vermelho).
5. Aço (liga de Fe e C) ou alumínio.
6. Alternativa e.

O bronze é uma liga metálica formada principalmente por cobre e estanho e a oxidação da mesma é um fenômeno químico.

7. Alternativa c.

A partir das informações apresentadas no texto podemos afirmar que a maleabilidade é a propriedade que permite a confecção de lâminas. Propriedade esta que geralmente é apresentada por metais e ligas metálicas.

8. a) Ilustração II (composto iônico).
b) Ilustração I (substância metálica).
c) Ilustração III (substância molecular).

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 289)

1. Alternativa b.
A ligação metálica presente entre átomos de metais caracterizada pelo fato de apresentar os elétrons fracamente ligados aos núcleos. Essa propriedade garante maior mobilidade para os elétrons nos metais, podendo assim se movimentar ordenadamente (corrente elétrica) quando submetidos a uma diferença de potencial elétrico.
2. Bons condutores de calor, bons condutores de eletricidade e geralmente apresentam elevadas TF e TE. Ouro, ferro, cobre, prata e sódio.
3. Alternativa c.
Uma substância simples formada por átomos de um elemento da região destacada na tabela apre-

sentada necessariamente é metálica, logo, uma das propriedades que a mesma deve apresentar é boa condutibilidade elétrica.

4. Alternativa d.
5. Alternativa d.
O material mais eficiente para a fabricação do dispositivo é o ferro, pois faz ligações metálicas que apresentam elétrons livres.
6. Alternativa e.
7. Alternativa b.
8. Alternativa d.
9. Alternativas corretas: 01, 02 e 04.

Desafiando seus conhecimentos (p. 291)

1. Alternativa b.

O ferro faz ligação metálica caracterizada pela existência de elétrons livres. Este metal apresenta alto ponto de fusão.

2. Alternativa a.

I. Moléculas se movendo livremente: estado gasoso.

II. Íons positivos imersos em um “mar” de elétrons deslocalizados: ligação metálica.

III. Íons positivos e negativos formando uma grande rede cristalina tridimensional: ligação iônica.

Conclusão:

I. Gás nitrogênio (N_2).

II. Ferro sólido (Fe).

III. Cloreto de sódio sólido (NaCl).

3. Alternativa d.

4. a) F_2O_3 : composto iônico formado por ligações iônicas entre os íons Fe^{3+} e O^{2-} . Não conduz corrente elétrica no estado sólido, somente no estado líquido ou em solução.

Fe^0 : composto metálico formado por ligações metálicas entre os átomos de ferro. Conduz corrente elétrica nos estados sólido e líquido.

b) $Cr > Fe > Ni$ = metais

C é ametal.

5. Alternativa c.

6. Alternativa d.

Metais apresentam, geralmente, elevados pontos de fusão devido à grande estabilidade do retículo cristalino metálico.

Os metais sólidos são formados por retículos cristalinos ordenados e organizados e podem apresentar várias formas.

Como existe certa facilidade de perda de elétrons pelos metais, criou-se a teoria da nuvem eletrônica que explica, basicamente, a ligação entre metais iguais ou de tipos diferentes. O metal se torna um conjunto de cátions mergulhados em uma “nuvem” de elétrons deslocalizados e esta nuvem funciona como uma “cola”, mantendo os cátions no retículo cristalino. A este fenômeno chamamos de ligação metálica.

7. Alternativa c.

Fluoreto de sódio: $NaF \Rightarrow$ sódio (metal) + flúor (ametal): composto iônico.

Sílica $(SiO_2)_n \Rightarrow$ silício (ametal) + oxigênio (ametal): composto covalente.

Glicose: $C_6H_{12}O_6 \Rightarrow$ carbono (ametal) + hidrogênio (ametal) + oxigênio (ametal): composto molecular.

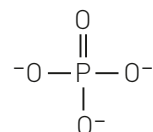
Cromo: $Cr \Rightarrow$ cromo (metal): composto metálico.

Grafite: $C_n \Rightarrow$ carbono (ametal): composto covalente

8. Alternativa a.

As três afirmações estão corretas:

O fosfato de sódio apresenta ligações covalentes no íon fosfato.



Os compostos iônicos tendem a ter pontos de fusão e ebulição mais elevados do que os compostos moleculares.

O BeF_2 não obedece à regra do octeto, pois o Be estabiliza com quatro elétrons na camada de valência:



Leia, analise e responda – Os sinos e as ligas metálicas (p. 293)

Baseando-se em uma obra literária muito conhecida [*O corcunda de Notre-Dame*, de Victor Hugo], discuta-se a composição das ligas metálicas usadas em sinos e em relógios de pêndulo.

Uma propriedade importante dos metais, a dilatação, é estudada com o uso de uma tabela, relacionando-a com as variações de temperatura. Retoma-se também o conceito de dureza dos materiais visto anteriormente, agora introduzindo uma unidade de medida.

1. a) Bronze. b) Cu e Sn. c) Resistência à corrosão.
2. São três: latão, ouro 18K e aço.
3. A platina, pois tem o menor coeficiente de dilatação linear.
4. a) F, E, A, B, D e C.
b) E, A, C, B, F e E.

c)

Ligas	A	B	C	D	E	F
Dureza Vickers (MPa)*	850	600	700	550	1250	600

* Valores aproximados

Ligas	A	B	C	D	E	F
Condutibilidade elétrica (% IACS)*	91	87	79	86	95	79

* Valores aproximados

Conexão

Reciclagem de metais (p. 294)

- Incentivar a separação do lixo nos domicílios e o descarte em locais apropriados, além de cobrar que a prefeitura faça coleta seletiva no bairro.
- Não podemos afirmar isso, pois o fato de o Brasil ser campeão de reciclagem do alumínio não significa que sua população tenha mais consciência dos problemas ambientais gerados pelo lixo, mas sim que existe uma parcela expressiva da população que sobrevive da renda obtida com a reciclagem.

Capítulo 18

Geometria molecular

Objetivo do capítulo

- Identificar a geometria de moléculas simples por meio da determinação de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central e do número de átomos ligados a ele.

Sugestões de abordagem

A seguir, mostramos um esquema, em etapas, de abordagem desse assunto:

- Moléculas biatômicas: dois pontos materiais (núcleos). Exemplos: H_2 , O_2 , HCl , ...: sempre lineares.
- Moléculas com três ou mais átomos: teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência.

Átomo central: $\textcircled{A}$
 ligações: —, =, ≡,
 par de elétrons livres: ** } correspondem a uma nuvem eletrônica

As nuvens se repelem e se estabilizam com a maior distância angular possível.

OBSERVAÇÃO

Em cada caso, devemos enfatizar a família de A, contando os elétrons usados nas ligações e determinando a existência eventual de pares de elétrons livres.

- A com duas nuvens eletrônicas:

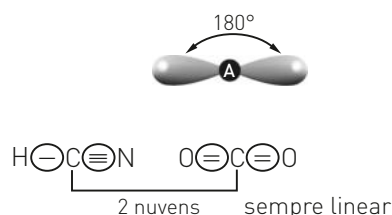
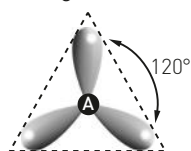


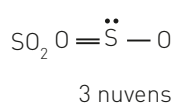
Ilustração: Banco de imagens/Arquivo da editora

4. A com três nuvens eletrônicas:

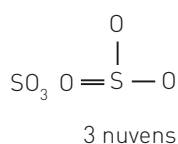
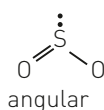
As nuvens estão voltadas para os vértices de um triângulo, mas a geometria depende do número de átomos ligados (ligantes) a A.



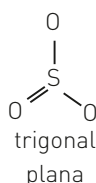
Exemplos:



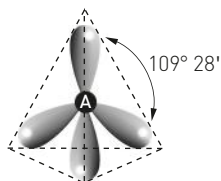
2 ligantes



3 ligantes

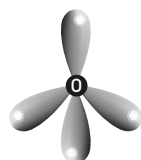
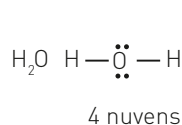


5. A com quatro nuvens eletrônicas:

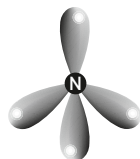
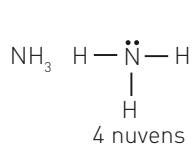
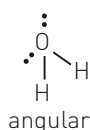


As nuvens estão voltadas para os vértices de um tetraedro, mas a geometria depende do número de ligantes de A.

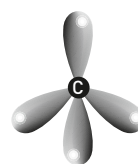
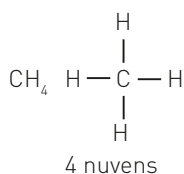
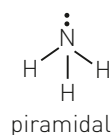
Exemplos:



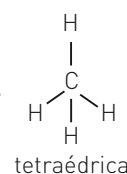
2 ligantes



3 ligantes



4 ligantes

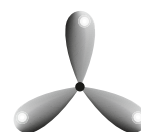


Se quiser ilustrar mais a aula, indo um pouco além da exposição da matéria na lousa, aplicar em classe a Atividade prática (p. 306).

Inicialmente, pedir que dois alunos encham dois balões de borracha praticamente com o mesmo volume de ar. Em seguida, unir os balões, amarrando-os pelos nós.

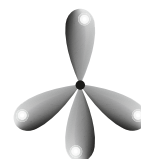
Comentar a disposição dos balões: duas nuvens eletrônicas (180°); dois pares eletrônicos.

A seguir, encher um terceiro balão e uni-lo aos anteriores.



As três nuvens estão voltadas para os vértices de um triângulo (120°); três pares eletrônicos.

Finalmente, encher um quarto balão, unindo-o aos anteriores.



As quatro nuvens estão voltadas para os vértices de um tetraedro ($109^\circ28'$); quatro pares eletrônicos.

A partir disso, começar a discutir as geometrias moleculares.

É importante ressaltar que:

- as nuvens representam pares eletrônicos compartilhados ou não;
- a geometria da molécula é determinada pelo posicionamento dos núcleos.

Conexão

Descoberto o mistério do olfato (p. 301)

O texto trata de uma descoberta que valeu o prêmio Nobel aos cientistas envolvidos, Richard Axel e Linda B. Buck. Tais descobertas esclareceram um pouco mais como se dá o reconhecimento, pelo sistema olfatório, das moléculas odoríferas presentes no ar.

1.e 2. Respostas pessoais.

3. Respostas pessoais.

Professor, comente com os alunos sobre a arte da perfumaria e a carreira de perfumista. Para subsidiar a conversa, consulte estas páginas: História da perfumaria brasileira: <www.osmoz.com.br/estatico/historia-da-perfumaria-brasileira>. A carreira de perfumista: <www.infoescola.com/profissoes/perfumista-perfumaria/>. Acesso em: 7 maio 2018.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 303)

1. I. Linear.
- II. Trigonal plana.
- III. Tetraédrica.
- IV. Linear.

- V. Piramidal.
- VI. Linear.
- VII. Angular.

2.

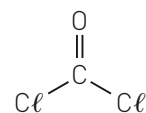
a)	H ₂		não há átomo central	⇒	linear H — H
b)	O ₂		não há átomo central	⇒	linear :Ö=Ö:
c)	CO		não há átomo central	⇒	linear :C≡O:
d)	BeCl ₂		2 nuvens ao redor do átomo central 2 átomos ligados ao átomo central	⇒	linear :Cl-Be-Cl:
e)	SO ₂		3 nuvens ao redor do átomo central 2 átomos ligados ao átomo central	⇒	angular
f)	BF ₃		3 nuvens ao redor do átomo central 3 átomos ligados ao átomo central	⇒	trigonal
g)	H ₂ O		4 nuvens ao redor do átomo central 2 átomos ligados ao átomo central	⇒	angular
h)	NH ₃		4 nuvens ao redor do átomo central 3 átomos ligados ao átomo central	⇒	piramidal
i)	CH ₄		4 nuvens ao redor do átomo central 4 átomos ligados ao átomo central	⇒	tetraédrica

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 303)

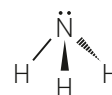
1. I. não há átomo central: molécula diatômica → a.
 II. não há átomo central: molécula diatômica → a.
 III. 4 nuvens ao redor do átomo central → b.
 2 átomos ligados ao átomo central
 IV. 4 nuvens ao redor do átomo central → c.
 3 átomos ligados ao átomo central
 V. 4 nuvens ao redor do átomo central → e.
 4 átomos ligados ao átomo central
 VI. 2 nuvens ao redor do átomo central → a.
 2 átomos ligados ao átomo central
 VII. 3 nuvens ao redor do átomo central → d.
 3 átomos ligados ao átomo central
 VIII. 4 nuvens ao redor do átomo central → b.
 2 átomos ligados ao átomo central
 IX. 4 nuvens ao redor do átomo central → e.
 4 átomos ligados ao átomo central
 X. 4 nuvens ao redor do átomo central → e.
 4 átomos ligados ao átomo central
 XI. não há átomo central → a.
 molécula diatômica
 XII. 3 nuvens ao redor do átomo central → b.
 2 átomos ligados ao átomo central

2. Alternativa d.

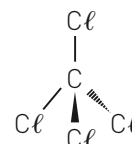
- I. 3 nuvens ao redor do átomo central
 3 átomos ligados ao átomo central
 trigonal (plana)



- II. 4 nuvens ao redor do átomo central
 3 átomos ligados ao átomo central
 piramidal



- III. 4 nuvens ao redor do átomo central
 4 átomos ligados ao átomo central
 tetraédrica



3. Alternativa c.

SO ₃ :	3 nuvens ao redor do átomo central 3 átomos ligados ao átomo central } trigonal	
NH ₃ :	4 nuvens ao redor do átomo central 3 átomos ligados ao átomo central } trigonal	
CO ₂ :	2 nuvens ao redor do átomo central 2 átomos ligados ao átomo central } linear	O=C=O
SO ₂ :	3 nuvens ao redor do átomo central 2 átomos ligados ao átomo central } angular	

4. H₃O⁺: piramidal; NH₄⁺: tetraédrica.

H ₃ O ⁺ :	4 nuvens ao redor do átomo central 3 átomos ligados ao átomo central } piramidal	
---------------------------------	---	--

NH_4^+ :	4 nuvens ao redor do átomo central } 4 átomos ligados ao átomo central } tetraédrica	
-------------------	---	--

5. I. Trigonal.
 II. Piramidal.
 III. Piramidal.
 IV. Trigonal.

I. 3 nuvens ao redor do átomo central } 3 átomos ligados ao átomo central } trigonal	
II. 4 nuvens ao redor do átomo central } 3 átomos ligados ao átomo central } piramidal	
III. 4 nuvens ao redor do átomo central } 3 átomos ligados ao átomo central } piramidal	
IV. 3 nuvens ao redor do átomo central } 3 átomos ligados ao átomo central } trigonal	

Desafiando seus conhecimentos (p. 304)

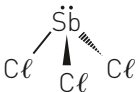
1. Alternativa a.
 2. Alternativa b.

NH_3 :		4 nuvens ao redor do átomo central } 3 átomos ligados ao átomo central } piramidal
CH_2Cl_2 :		4 nuvens ao redor do átomo central } 4 átomos ligados ao átomo central } tetraédrica
CS_2 :		2 nuvens ao redor do átomo central } 2 átomos ligados ao átomo central } linear

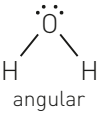
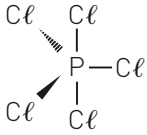
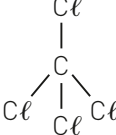
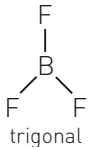
3. Alternativa a.

	linear		angular		linear		trigonal		angular		piramidal
H_2 :	$\text{H}-\text{H}$	H_2O :		HCN :	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CH_2 :		H_2S :		NH_3 :	

4. Alternativa d.

SbCl_3	4 nuvens ao redor do átomo central 3 átomos ligados ao átomo central	} piramidal	
-----------------	---	-------------	---

5. Alternativas a, b, c e e.

N_2 :	$\text{:N}\equiv\text{N:}$ linear	CO_2 :	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ linear	H_2O :	
PBCl_5 :	 bipiramidal de base triangular	CCl_4 :	 tetraédrica	BF_3 :	 trigonal

6. Alternativa a.

7. Alternativa b.

8. Alternativa e.

9. Alternativa c.

- O H_2S apresenta geometria angular.
- O CO_2 apresenta geometria linear.
- Alternativa correta.
- O BCl_3 apresenta geometria plana.
- O SF_6 apresenta geometria octaédrica.

10. Alternativa e.

11. Alternativa d.

12. Alternativa d.

Atividade prática – Repulsão dos pares eletrônicos (p. 306)

O trabalho com as bexigas permite que o aluno crie uma imagem, que acreditamos ser útil, a respeito de algumas geometrias moleculares.

Capítulo 19 Polaridade

Objetivos do capítulo

- Classificar as ligações químicas em polar ou apolar em relação à diferença de eletronegatividade dos átomos ligados;
- relacionar a soma vetorial com a classificação em polar ou apolar da molécula;
- comparar o número de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central com o número de ligantes iguais desse átomo e, com isso, classificar a molécula em polar ou apolar.

Sugestões de abordagem

Sugerimos que o professor lembre rapidamente o conceito de ligação covalente e de eletronegatividade. A partir daí classifique as ligações químicas em polares ou apolares.

Inicialmente, o professor poderá caracterizar as ligações quanto à polaridade:

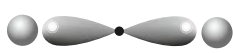
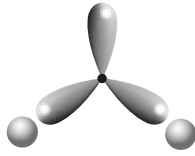
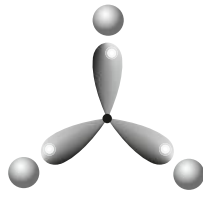
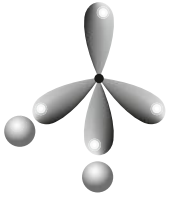
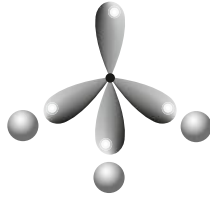
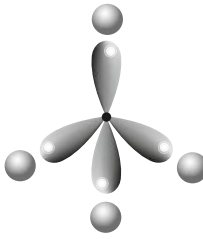
- ligação entre átomos de mesma eletronegatividade $\Rightarrow$ ligação **apolar** (H_2 , Cl_2 ,...);
- ligação entre átomos de diferentes eletronegatividades $\Rightarrow$ ligação **polar** (HCl , CO ,...).

Essa classificação, associada ao conceito de geometria molecular, permite determinar a polaridade das moléculas.

A abordagem clássica, mais conceitual, da polaridade de moléculas se dá por meio do estudo dos vetores e do momento dipolar resultante.

Acreditamos que a polaridade das moléculas seria mais facilmente compreendida se o número de nuvens eletrônicas fosse relacionado com a quantidade de átomos iguais ligados ao átomo central.

Voltando a trabalhar com os balões, poder-se-iam fazer as seguintes relações:

 2 nuvens 2 ligantes iguais } apolar	 3 nuvens 2 ligantes iguais } polar	 3 nuvens 3 ligantes iguais } apolar
 4 nuvens 2 ligantes iguais } polar	 4 nuvens 3 ligantes iguais } polar	 4 nuvens 4 ligantes iguais } apolar

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Para demonstrar a polaridade da água, aproximar de um filete de água uma régua plástica atritada com uma flanela. O desvio produzido na trajetória do filete demonstra que na molécula de água existem polos, e isso pode ser explicado pela geometria e pela diferença de eletronegatividade.

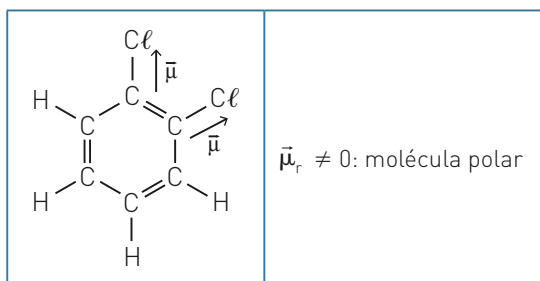
Fundamentando seus conhecimentos (p. 313)

1. Eletronegatividade.
2. Ligação covalente apolar. Quando os dois átomos possuem a mesma eletronegatividade, eles atraem os elétrons com a mesma intensidade, não criando polos.
3. Polo negativo. O átomo mais eletronegativo atraiu os elétrons mais fortemente, aumentando a quantidade de carga elétrica negativa ao seu redor.

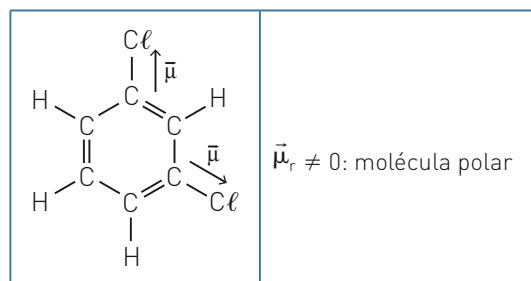
4. Lado direito. As três meninas puxaram a corda com mais intensidade, ou seja, atraíram mais intensamente os elétrons, de acordo com a analogia.

5.	δ^- $\delta^+ \delta^+$ δ^- $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ $\leftarrow \vec{\mu} \quad \vec{\mu} \rightarrow$	$\vec{\mu}_r = 0$: molécula apolar
	$\vec{\mu}$ $\delta^+ \delta^+$ $\vec{\mu}$ $\delta^- \text{F} \quad \text{O} \quad \text{F} \delta^-$ $\swarrow \quad \searrow$	$\vec{\mu}_r \neq 0$: molécula polar

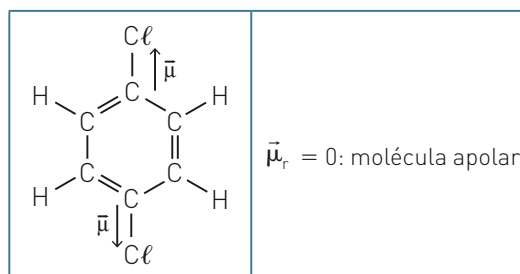
6. I. Polar.



II. Polar.



III. Apolar.



7. Alternativa d.

Os dois átomos de cloro possuem 7 elétrons na camada de valência, estabelecendo entre si apenas uma ligação covalente para adquirir estabilidade. Como os dois átomos apresentam a mesma eletronegatividade, trata-se de uma ligação apolar. Assim, se estabelece uma ligação covalente simples e apolar.

8. Alternativa d.

- H_2O , CO_2 e NaCl : covalente polar, covalente polar e iônica.
- CCl_4 , O_3 e HBr : covalente polar, covalente apolar, covalente polar.
- CH_4 , SO_2 e HI : covalente polar, covalente polar, covalente polar.
- CO_2 , O_2 e KCl : covalente polar, covalente apolar, iônica.
- H_2O , H_2 e HCl : covalente polar, covalente polar, covalente polar.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 324)

- I. Correta; $\Delta E = 4,0 - 4,0 = 0$; ligação covalente apolar.

II. Correta; $\Delta E = 4,0 - 3,5 = 0,5$; ligação covalente polar.

III. Correta; $\Delta E = 4,0 - 1,0 = 3,0 > 2,0$; ligação iônica.

2. Alternativa c.

Em I, a ligação é covalente apolar (dois átomos iguais, $\Delta E = 0$).

Em III, a ligação é iônica. Em II, as ligações são polares e a molécula é apolar. Em IV, tanto as ligações como a molécula são polares.

3. Alternativa d.

A ligação entre os cátions Ca^{2+} e os ânions Cl^- é do tipo iônica.

A ligação entre o H e o Cl no HCl é do tipo covalente polar ($\Delta E \neq 0$).

A ligação entre os átomos de N na molécula N_2 é do tipo covalente apolar ($\Delta E = 0$).

4. Alternativa c.

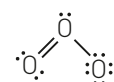
$$\text{Li}_2\text{O} \Rightarrow \Delta E 3,4 - 1,0 = 2,4$$

Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos, maior a separação de cargas e mais acentuado é o caráter iônico.

5. I. As substâncias simples apresentadas são: N_2 e O_2 .

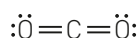
II. Uma única fase. Todas as substâncias mencionadas são gasosas e misturas gasosas são sempre homogêneas.

III. A fórmula estrutural do ozônio é:

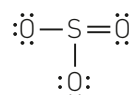


IV. CO (polar) e N_2 (apolar).

6. Alternativa b.



2 nuvens eletrônicas ao redor do átomo central
2 ligantes iguais ao redor do átomo central apolar



3 nuvens eletrônicas ao redor do átomo central
3 ligantes iguais ao redor do átomo central apolar

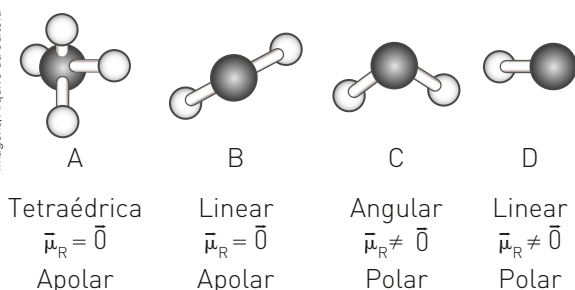
Desafiando seus conhecimentos (p. 315)

1. a) 14.

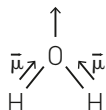
b) Polar: $\bullet\ominus\bullet$ e $\ominus\boxtimes\ominus$ Apolar: $\ominus\ominus$ e $\oplus\oplus$

2. Alternativa e.

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora



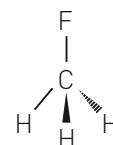
3. a)



b) $\overset{\leftarrow \vec{\mu}}{\text{O}}=\overset{\vec{\mu}}{\text{C}}=\text{O}$ $\vec{\mu}_r = 0$

4. Alternativa e.

CH_3F — geometria tetraédrica e molécula polar.
4 nuvens eletrônicas ao redor do átomo central
4 ligantes ao redor do átomo central (um dos ligantes é diferente — molécula polar)
geometria tetraédrica.



5. Alternativa c.

Ocorrerá atração do filete pelo bastão quando o filete for constituído por uma substância polar.

Capítulo 20

Interações moleculares

Objetivos do capítulo

- Identificar e caracterizar as interações intermoleculares;
- relacionar a temperatura de ebulição com o tamanho e o tipo de interação intermolecular existente entre elas.

Sugestões de abordagem

Propomos ao professor iniciar a aula mostrando uma lâmina de barbear flutuando sobre a água e discutindo o porquê do fenômeno, evidenciando a existência das atrações intermoleculares. (Pode-se também adicionar duas gotas de detergente, mostrando que essa substância diminui a interação molecular na água.)

Outra opção seria encher um copo de água para mostrar que a atração intermolecular permite que o nível da água esteja ligeiramente acima do nível da borda do copo.

É possível, ainda, discutir o formato esférico de uma gota de água. Sugerimos que o professor relacione a polaridade das moléculas com as ligações intermoleculares e então tire conclusões com os alunos sobre a temperatura de ebulição e a solubilidade das substâncias.

Algo a mais

1. Subsídios sobre a água

Lavagem a seco: Quando óleo ou gordura cai em uma roupa, costuma-se colocar sobre a mancha talco ou farinha. A ação desses produtos se resume em absorver (como uma esponja) o excesso de óleo ou gordura, o que facilita a lavagem posterior. Nesse caso, convém que seja feita uma “lavagem a seco”, pois a água, mesmo em grande quantidade, não irá dissolver o óleo. A diferença entre lavagem convencional e a seco é que, em vez de água, será usado

um solvente apolar para remover a mancha. Portanto, lavar a seco não significa lavar sem utilização de substâncias líquidas, como o nome sugere.

Estado físico da água na temperatura ambiente:

Uma característica surpreendente da água é ser líquida à temperatura ambiente. Uma molécula tão pequena deveria ser um gás, como: HCl , H_2S , CH_4 , NH_3 , O_2 , Cl_2 , F_2 , N_2 e O_3 . A água é líquida devido à existência de forças intermoleculares muito intensas: as ligações de hidrogênio, que mantêm suas moléculas bem próximas, coesas. Essas ligações explicam também outras características da água e respondem a algumas perguntas comuns sobre ela.

Forma esférica das gotas de água: Assim como a gravidade organiza a matéria de um planeta ou uma estrela na forma esférica, as ligações de hidrogênio forçam as gotas de água a se manter nesse formato. A forma esférica corresponde à melhor relação área-volume, minimizando o número de moléculas na superfície.

Por que o gelo flutua: Se adicionarmos uma amostra sólida de determinada substância a certa quantidade da mesma substância no estado líquido, a expectativa é de que a amostra sólida afunde. E isso de fato acontece, pois a grande maioria das substâncias é mais densa quando se encontra no estado sólido. A água é uma das raras substâncias que contrariam essa regra. Se colocarmos uma garrafa fechada de água líquida no congelador, ela estoura quando a água se solidifica. Isso ocorre porque uma mesma massa de água ocupa um volume maior no estado sólido, ou seja, o gelo tem uma densidade menor que a água líquida. As moléculas de água no estado sólido formam uma estrutura aberta de forma hexagonal, com espaços vazios no seu interior. Esses espaços vazios não existem no líquido, que não apresenta um arranjo organizado.

Por que a cor da água é azul: Sabemos que a água é um líquido incolor. Porém, quando observamos uma lâmina de água com profundidade superior a 2 metros, ela nos parece azul. Esse fato ocorre porque as ligações de hidrogênio na água absorvem a cor vermelha da luz solar e refletem sua cor complementar, que é a azul.

2. Por que nos parecemos com nossos pais?

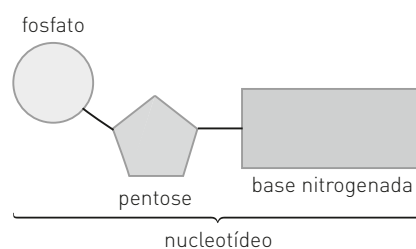
As informações a seguir exploram o processo de reprodução humana e como se dá a transmissão do conjunto de genes que caracteriza cada indivíduo.

A relação com a Biologia é feita a partir do estudo das ligações intermoleculares entre os nucleotídeos. A ideia é que o estudante seja levado a perceber que a quebra de ligações é conseguida por meio do fornecimento de energia. Você pode propor um trabalho interdisciplinar ou pedir a colaboração do professor de Biologia.

Muitos de nós já notamos certa semelhança com nossos pais ou até mesmo avós. Isso se deve às informações transferidas por células reprodutivas, os gametas. Cada gameta masculino (espermatozoide) produzido pelo homem é uma célula que carrega metade do seu material genético. Já o ovócito II ("óvulo")*, gameta produzido pela mulher, carrega metade do seu material genético. Essas duas células se fundem em um processo chamado fecundação. Esse processo origina a primeira célula do indivíduo (zigoto) e contém todas as informações necessárias para a formação do novo indivíduo, isto é, o conjunto de genes determinantes para as características morfológicas (forma) – cor dos olhos, cabelo, pele – e fisiológicas (função) – sensibilidade ao gosto de certas substâncias, deficiência na coagulação sanguínea (hemofilia), entre outros.

Podemos definir um gene como um pedaço de DNA – ácido desoxirribonucleico – que codifica a produção de uma proteína. O DNA, geralmente presente no núcleo da maioria das células, é uma macromolécula formada pela união de unidades que se repetem – os nucleotídeos. Essa substância é formada pela junção de um resíduo de açúcar com cinco carbonos (pentose), um grupo fosfato e uma base nitrogenada (figura 1).

Figura 1



Banco de imagens/Arquivo da editora

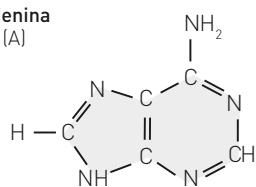
No DNA são encontrados quatro tipos de nucleotídeos, que são diferenciados de acordo com a base nitrogenada: adenina (A), guanina (G), citosina (C), timina (T) (figura 2, na próxima página).

As ligações entre os nucleotídeos, chamadas de fosfodiéster, são feitas entre um grupo fosfato de um nucleotídeo e o açúcar do seguinte (figura 3, também na próxima página).

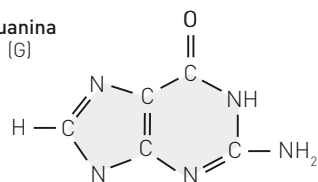
* Na espécie humana, o gameta feminino é o ovócito II (ou secundário). O óvulo é originado com a finalização da meiose, que só ocorre com a fecundação.

Bases

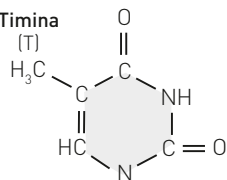
Adenina
(A)



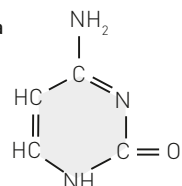
Guanina
(G)



Timina
(T)

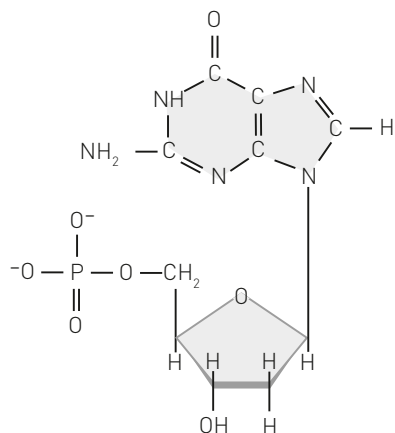


Citosina
(C)

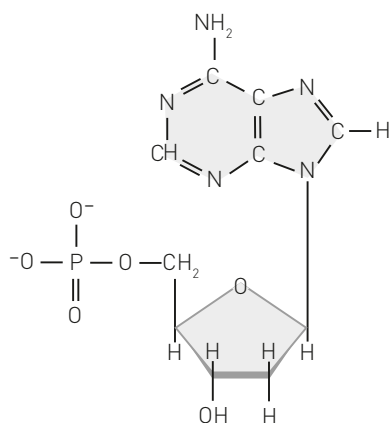


Desoxirribonucleótidos

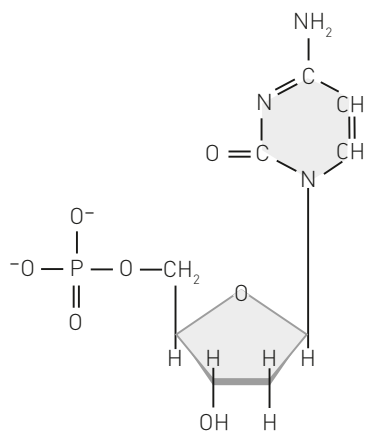
Desoxirribonucleótido de guanina



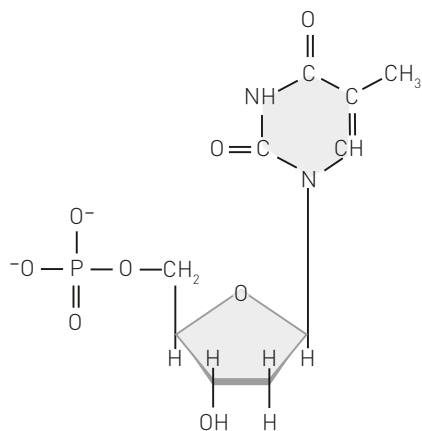
Desoxirribonucleótido de adenina



Desoxirribonucleótido de citosina



Desoxirribonucleótido de timina



A molécula de DNA é constituída de dois filamentos de polinucleotídeos unidos entre si por meio de ligações de hidrogênio entre as bases nitrogenadas, adenina com timina e citosina com guanina (figura 4). É possível notar nessa figura que o número de ligações de hidrogênio pode variar: duas para o par AT e três para CG. Isso faz com que exista uma complementaridade entre as bases. Especialmente, a molécula de DNA se encontra na forma de dupla hélice, semelhante a uma escada de corda torcida, em que o corrimão e a pentose correspondem ao fosfato, e os degraus, aos pares de bases nitrogenadas (figura 5).

Figura 4

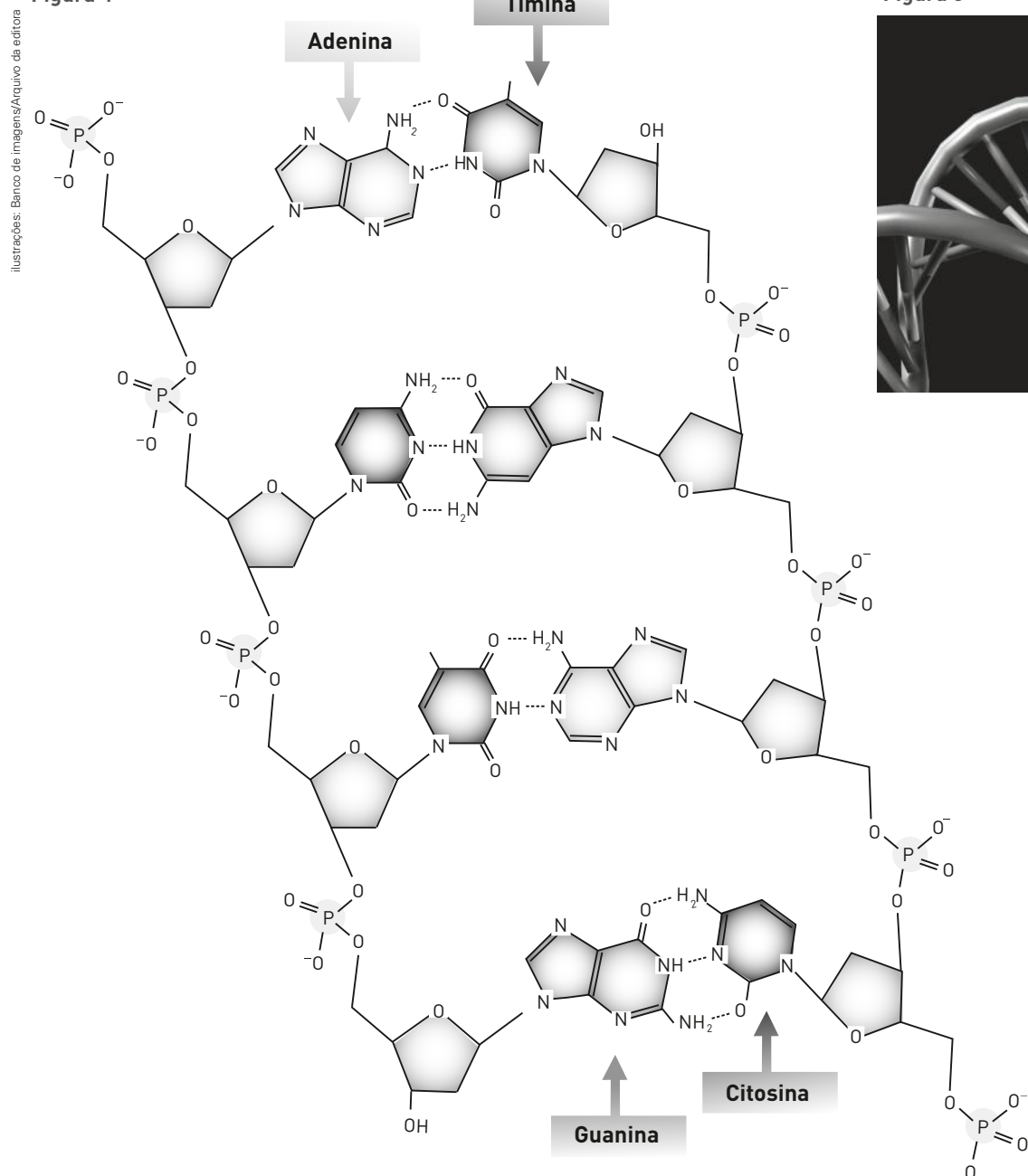


Figura 5



A complementaridade do DNA permite sua estabilidade e a fabricação de cópias fiéis na duplicação do material genético, garantindo a reposição de novas células com as mesmas informações da célula-mãe.

1. A sequência de bases nitrogenadas CGAGAACGGCATACT forma um segmento de DNA de dupla hélice. Escreva a sequência de sua fita complementar e o número de ligações de hidrogênio que esse segmento apresenta.
2. Escreva a fórmula molecular da timina e responda quantos pares de elétrons nessa estrutura estão sendo compartilhados.
3. Das ligações químicas estudadas, qual é o tipo de ligação fosfodiéster?

4. Podemos separar as fitas de uma dupla hélice de DNA por aquecimento. Uma dupla fita de DNA CG (figura a) e uma outra fita de DNA AT (figura b) com o mesmo número de bases são separadas em diferentes temperaturas. Qual das duas sequências se separa a uma temperatura maior? Justifique.

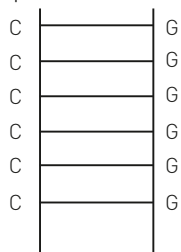


Figura a

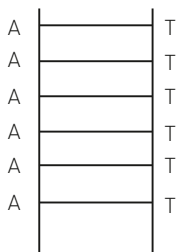


Figura b

5. Como a frase “os olhos são iguais aos da mãe, mas a boca é do pai” pode ser justificada pela participação do ovócito II (“óvulo”) e do espermatozoide no processo de fecundação?
Respostas:

1. GCTGTTGCCGTATGA e 38 ligações de hidrogênio.
2. $C_5H_6O_2N_2$ e 18 pares de elétrons.
3. Ligação covalente.
4. Sequência CG, pois tem maior número de ligações de hidrogênio.
5. Metade dos genes são provenientes da mãe e metade do pai.



(p. 323)

Caso a molécula de água fosse linear a substância seria apolar. As propriedades físicas seriam diferentes. Provavelmente a substância apresentaria menor temperatura de ebulição, maior volatilidade e menor tensão superficial.

EXPLORE SEU MUNDO (p. 325)

As respostas desse Explore seu mundo são pessoais, pois depende diretamente das observações realizadas pelos alunos.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 327)

1. I. A acetona é um líquido volátil.
II. Menor.
III. C_3H_4O .
IV. Polar.
V. Dipolo-dipolo.
VI. Monofásico.
2. a) Composto I: $C_5H_6O_2N_2$; composto II: $C_5H_5N_5$.
b) Ligações simples: 12; ligações duplas: 3.
c) Carbono e nitrogênio.
d) Ligações de hidrogênio.
3. Alternativa d.
Toda interação entre íons e moléculas polares é denominada íon-dipolo.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 327)

1. Alternativa c.
A molécula de dióxido de carbono ($O = C = O$) apresenta interação do tipo dipolo-induzido, que são forças de interação fracas que ocorrem entre moléculas apolares.
2. Alternativa d.
O carvão $[C(s)]$ e o benzeno $[C_6H_6]$ são substâncias classificadas como apolares.

3.

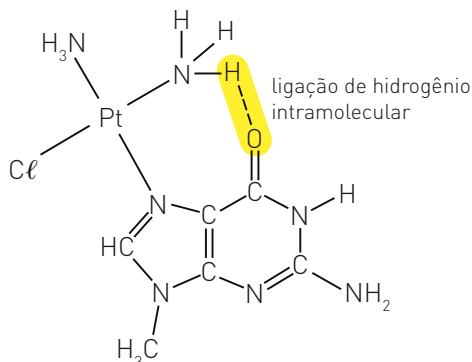
Substâncias químicas	Tipo de ligação	Polaridade	Interação Intermolecular
CCl_4	covalente	apolar	dipolo induzido
HCCl_3	covalente	polar	dipolo-dipolo
CO_2	covalente	apolar	dipolo induzido
H_2S	covalente	polar	dipolo-dipolo
Cl_2	covalente	apolar	dipolo induzido
H_2CCH_3	covalente	apolar	dipolo induzido
NH_3	covalente	polar	ligações de hidrogênio

4. Alternativa e.

Para explicar o comportamento do etanol antes e depois da adição de água, é necessário conhecer o tipo de interação entre as moléculas.

O etanol faz ligações de hidrogênio com a água.

5. A interação da platina é mais estável com a guanina, pois neste composto ocorre ligação de hidrogênio intramolecular.



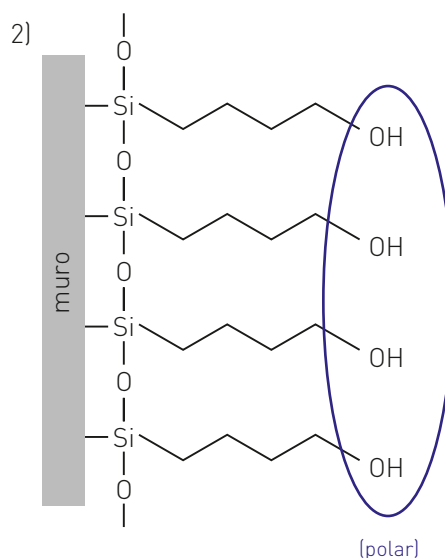
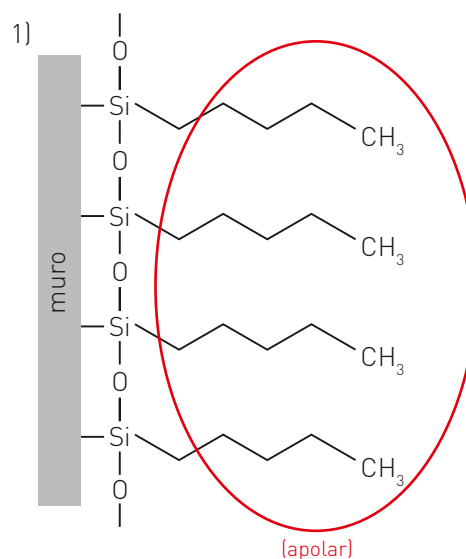
6. Alternativa c.

- Substância apolar, consequentemente faz dipolo induzido-dipolo induzido (Van der Waals).
- Substância apolar, consequentemente faz dipolo induzido-dipolo induzido (Van der Waals).
- Substância polar, devido à presença da hidroxila faz ligações ou pontes de hidrogênio.

7. Alternativa b.

A urina é composta predominantemente por água [polar].

O revestimento representado em 1 é mais eficiente em não absorver a urina, porque a cadeia carbônica é hidrofóbica [apolar].



Reprodução/Unicamp, 2012

8. Alternativa c.

- Interações entre os íons presentes nos adoçantes e no conservante e as moléculas de água: íon-dipolo.
- Interações entre os elementos muito eletro-negativos presentes nos adoçantes e no conservante e os cátions H^+ das moléculas de água: ligação de hidrogênio.

9. Alternativa a.

O ponto de ebulição varia de acordo com o tipo de interação ou forças intermoleculares presente em cada composto, assim teremos em ordem crescente do ponto de ebulição:

Interações de Van der Waals < Interações dipolo-dipolo < Ligações de hidrogênio.

Assim, a ordem do menor para o maior ponto de ebulição será:

metano < propanona < etanol < água.

10. Alternativa c.

Quanto mais intensas forem as forças intermoleculares, maior será a temperatura de ebulição. Ligação metálica > Ponte ou ligação de hidrogênio > Dipolo permanente (dipolo-dipolo) > Dipolo induzido (Van der Waals).

1. H_2O : 4 ligações de hidrogênio.
2. Hg : ligação metálica.
3. CH_4 : dipolo induzido.
4. CH_3OH : 2 ligações de hidrogênio e dipolo induzido menos intenso (1 C).
5. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: 2 ligações de hidrogênio e dipolo induzido mais intenso (2 C).

Conclusão:

- | | |
|--------------------------------------|-------------|
| 1. H_2O | (3) – 165,5 |
| 2. Hg | (4) 65 |
| 3. CH_4 | (5) 78 |
| 4. CH_3OH | (1) 100 |
| 5. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | (2) 357 |

11. Alternativa d.**12. Alternativa d.**

$$d_{\text{água (polar)}} = \frac{m}{V} = \frac{30,0}{30,0} = 1,0 \text{ g/mL}$$

$$d_{\text{solvente (apolar)}} = \frac{m}{V} = \frac{56,0}{70,0} = 0,8 \text{ g/mL}$$

$$0,8 \text{ g/mL} < \underbrace{1,0 \text{ g/mL}}_{\text{fase inferior}}$$

O solvente de natureza iônica sofre dissolução na fase aquosa (inferior) que apresenta menor volume.

13.a) O termo foi usado de maneira cientificamente incorreta. O urso cinza se referiu à fusão do gelo (mudança do estado sólido para o

líquido). No caso de uma dissolução ocorreria a separação das partículas formadoras de um soluto a partir do acréscimo de um solvente.

- b) O urso cinza não é oriundo da região polar do planeta. No caso de compostos polares teríamos uma dissolução em água já que esta é polar e semelhante tende a dissolver semelhante.

14. Alternativa a.

Pesticidas organoclorados podem difundir-se nos tecidos lipídicos dos peixes. Conclui-se que estes pesticidas são lipofílicos, ou seja, são atraídos por compostos apolares, logo apresentam baixa polaridade.

15. Alternativa b.**16.** A primeira fase para obtenção do hidrogênio metálico consiste na formação de hidrogênio molecular sólido.

a) $p = 1$; $n = 0$; 1 elétron na camada de valência.

b) $\text{H} - \text{H}$; Geometria Linear.

17.a) $\text{H} - \text{H} \text{ — } \text{H} - \text{H}$ (interações do tipo dipolo induzido)

b) As interações intermoleculares do tipo dipolo induzido são pouco intensas, assim, para a manutenção do estado sólido é necessário “forçar” a aproximação das moléculas através do abaixamento de temperatura ou do aumento de pressão.

18. a) A alta refletividade e brilho metálico é característico de metais devido aos elétrons livres característicos da ligação metálica.

b) O tipo de ligação entre os átomos é covalente, de modo que os elétrons estão “presos” na região internuclear.

Desafiando seus conhecimentos (p. 332)

1. Alternativa d.

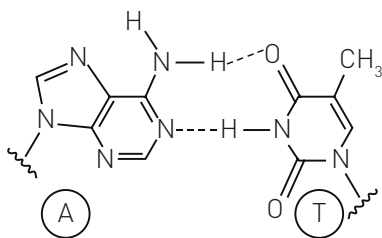
As forças de Van der Waals ou dipolo-induzido ocorrem em moléculas predominantemente apolares.

2. Alternativa d.

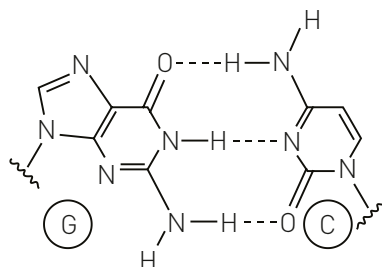
Entre o álcool etílico ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$) e a água (HOH) ocorrem pontes ou ligações de hidrogênio devido à presença do grupo hidroxila (OH).

3. Alternativa c.

As interações por ligação de hidrogênio entre adenina e timina e entre guanina e citosina, que existem no DNA, que apresentam maior eficiência, estão representadas corretamente em:



Duas ligações de hidrogênio.



Três ligações de hidrogênio.

4. Alternativa c.

5. Alternativa e.



O melhor material a ser aplicado ao vidro deverá “repelir” a água, ou seja, R deverá ser predominantemente apolar.

Conclusão: $\text{R} = \text{OCH}_2(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_3$
Predominantemente APOLAR

6. Alternativa e.

Cálculo do volume de 1 gota.

Líquido A: H_2O

1 mL — 20 gotas

V_A — 1 gota

$$V_A = \frac{1}{20} \text{ mL} = 0,05 \text{ mL}$$

9. Alternativa a.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (46)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ (44)	HCOOH (46)	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$ (58)
I (ligação de hidrogênio)	II (dipolo induzido e menor massa do que IV)	III (ligação de hidrogênio mais intensa do que I)	IV (dipolo induzido e maior massa do que II)
A: 78 °C	C: -42 °C	B: 101 °C	D: -0,5 °C

Conclusão: I - A; II - C; III - B; IV - D.

10. a) O óleo seria mais eficiente para eliminar o ardor na boca provocado pela ingestão de pimenta, pois a partir do enunciado observa-se que o óleo comestível se torna muito mais picante que o vinagre devido às fortes interações intermoleculares entre a capsaicina e o óleo, ou seja, o óleo dissolve melhor a capsaicina retirando-a da língua.

b) A sensação de salgado é diminuída devido à diluição do sal na água presente no leite.

Líquido B: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

1 mL — 50 gotas

V_B — 1 gota

$$V_B = \frac{1}{50} \text{ mL} = 0,02 \text{ mL}$$

Líquido C: mistura de $\text{H}_2\text{O}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

1 mL — 40 gotas

V_C — 1 gota

$$V_C = \frac{1}{40} \text{ mL} = 0,025 \text{ mL}$$

O volume menor (0,02 mL) pertence ao etanol; conclui-se que a tensão superficial é menor para este líquido (B), consequentemente, o líquido B ocupará uma área maior (esparrramará mais). A área da moeda de 10 centavos é maior do que a área da moeda de 5 centavos.

Conclusão: o amigo 5, pois utilizou o líquido B sobre uma moeda de 10 centavos.

7. Alternativa b.

A partir das informações fornecidas, é correto afirmar que a principal interação entre o cristal violeta e a parede celular é a interação íon-dipolo.

8. Alternativa e.

As ligações de hidrogênio (ou pontes de hidrogênio) intermoleculares são mais fortes com o átomo de oxigênio do que com o átomo de enxofre, pois o oxigênio apresenta maior eletronegatividade do que o enxofre.

A sensação de ardência gerada pela pimenta é diminuída devido à presença de gordura (predominantemente apolar) no leite, já que, de acordo com o enunciado, a capsaicina sofre diluição no óleo (também predominantemente apolar) o que é uma indicação da interação intermolecular entre estruturas apolares.

11. Alternativa b.

12. Alternativa a.

13. Alternativas corretas: 01, 02 e 04.

01) Correta. O frasco com metanol pode ser identificado através da solubilidade em água, isto é, o líquido desse frasco, em água, formará uma mistura homogênea.

02) Correta. O tetracloreto de carbono é insolúvel em água porque é uma substância apolar e a água é uma substância polar.

04) Correta. A mistura de tetracloreto de carbono e água pode ser separada através de um funil de decantação, pois a mistura é heterogênea.

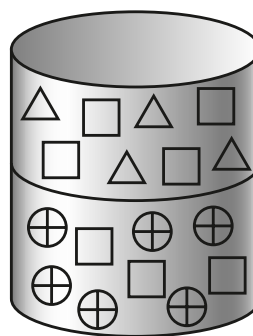
08) Incorreta. A mistura de água e metanol pode ser separada por destilação fracionada, ou seja, têm-se dois líquidos com pontos de ebulição diferentes.

16) Incorreta. O frasco com benzeno pode ser identificado através da densidade e da solubilidade em água, isto é, o líquido desse frasco é insolúvel em água e na presença da água

ficará na parte superior da mistura, já que sua densidade é menor do que a da água.

14.a) (1) A cadeia carbônica do etanol estabelece com as moléculas de hidrocarbonetos (apolares) interações intermoleculares do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.

b) O etanol é mais solúvel em água e forma com ela um sistema homogêneo e mais denso que a gasolina comercial. A quantidade de etanol que será extraído da gasolina é proporcional ao volume de água infiltrada.



hidrocarbonetos



etanol anidro



água

15. $\text{SO}_2 \Rightarrow$ geometria angular $\Rightarrow$ polar $\Rightarrow$ solúvel em água

$\text{SO}_3 \Rightarrow$ geometria trigonal plana $\Rightarrow$ apolar

16. Alternativa c.

O betacaroteno é um hidrocarboneto apolar. O óleo também é apolar, sendo um bom solvente para o betacaroteno.

Banco de imagens/Arquivo da editora

Atividade prática – Produzindo grandes bolhas de sabão (p. 338)

O xarope de milho pode ser substituído por açúcar ou glicerina.



(p. 338)

A resposta é hipotética, mas caso as forças intermoleculares fossem mais fortes do que as intramoleculares, provavelmente haveria um predomínio de substâncias no estado sólido, devido a um maior grau de agregação delas, assim como o gasto energético para a promoção de reações químicas, que envolvem a quebra de ligações intramoleculares, seria menor do que para a mudança de estado físico, que envolve principalmente o rompimento de interações intermoleculares.

Unidade 6 – Funções inorgânicas

Objetivos da unidade

Optamos por mostrar, nesta coleção, as regras de nomenclatura de compostos inorgânicos conforme julgamos mais oportuno. Acreditamos ser essencial que o aluno se acostume a consultar as tabelas do final do volume.

- Conhecer a ação da água tanto nos processos de dissociação como nos de ionização;
- classificar os compostos em função dos íons produzidos na dissociação ou na ionização;
- utilizar as tabelas do final do volume para elaborar os nomes de íons, ácidos e sais;
- associar as funções inorgânicas a algumas substâncias presentes em seu dia a dia.

Idéias iniciais

A sugestão é que o professor inicie a aula a partir do texto apresentado na abertura da unidade, mostrando que diversas substâncias presentes na natureza podem ser classificadas de maneiras distintas, sendo que o foco dessa unidade será o estudo das funções inorgânicas. Ou seja, mostrando para os alunos que os compostos inorgânicos possuem diferentes características e, de acordo com elas, podem ser classificados em ácido, base, sal e óxido (as funções inorgânicas).

Pode-se utilizar a pergunta presente na abertura da unidade para promover um debate prévio e organizado nas salas de modo a perceber quais são as concepções já apresentadas pelos alunos em relação aos termos que serão abordados.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que,

caso pretenda compartilhar essas sugestões com eles, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos. Endereços eletrônicos acessados em 7 maio 2018.

- Monóxido de carbono: mais do que somente um gás letal (descrição de alguns dos processos industriais com CO e de como o uso de catalisadores é vital para esses métodos de produção) – *Química Nova na Escola*, v. 13, nº 3, p. 213: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/actual.pdf>>.
- Teorias ácido-base do século XX (as diferentes teorias ácido-base propostas durante o século XX, como evoluíram e como estão relacionadas entre si) – *Química Nova na Escola*, nº. 9, p. 28: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/historia.pdf>>.
- *Corning Museum of Glass* (página em inglês com pequenos filmes sobre técnicas de manipulação do vidro para confecção de objetos como copos e taças): <<http://www.cmog.org/glassmaking/studio/video-series?id=5290>>.
- Pesquisa sobre a proteção da parede interna do estômago contra a ação do HCl: <<http://super.abril.com.br/cotidiano/muco-protége-estomago-suco-gastrico-436513.shtml>>; <<http://g1.globo.com/bemestar/noticia/2012/04/excesso-de-acidez-no-estomago-causa-ulceras-e-gastrite.html>>.
- Pesquisa sobre etanol combustível, vantagens e desvantagens: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=1655>>.
- Pesquisa sobre o tema ilhas de calor: <<http://www1.folha.uol.com.br/ambiente/1130058-ilhas-de-calor-afetam-cidades-medias-de-sp.shtml>>.

Capítulo 21 Dissociação e ionização

Objetivos do capítulo

- Diferenciar dissociação de ionização;
- diferenciar e reconhecer as soluções eletrolíticas e as soluções não eletrolíticas.

Sugestões de abordagem

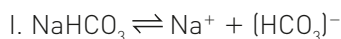
Com base nos trabalhos desenvolvidos por Arrhenius, no século XIX, recomendamos que o professor mostre a diferença entre os conceitos de dissociação e ionização e relacione-os com a condutividade elétrica de soluções aquosas das diferentes funções inorgânicas.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 353)

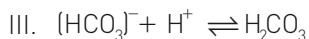
1. I: água destilada, sistema formado apenas por moléculas de H_2O .
2. IV: água do mar, que tem maior quantidade de sais dissolvidos.
3. IV: água do mar, que tem maior quantidade de sais dissolvidos.
4. A lâmpada não acende em III (a quantidade de íons é muito pequena), mas acende em IV.
5. Substâncias iônicas: cloreto de sódio (NaCl), hidróxido de sódio (NaOH), bicarbonato de sódio (NaHCO_3); sempre formados por um cátion (metal) e um ânion (átomo ou grupo não metálico). Substâncias moleculares: sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), ácido carbônico (H_2CO_3), ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$), etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$); substâncias formadas apenas por átomos de não metais.
6. As substâncias iônicas (NaCl , NaOH e NaHCO_3) e os ácidos (H_2CO_3 e $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$), que são substâncias moleculares que sofrem ionização em água.
7. Sim, pois o sal de cozinha é constituído por NaCl , uma substância iônica que em água sofre dissociação, deixando íons em solução.
8. I. a; II. b; III. a; IV. b.
9. Alternativa c.
10. a) Falsa. Uma solução iônica pode ser formada pela dissolução de uma substância iônica que sofre dissociação ou uma substância molecular que sofre ionização.
b) Verdadeira.
c) Verdadeira.
d) Falsa.
11. Alternativa d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 354)

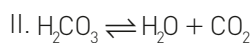
1. a) O nitrato de potássio é um composto iônico formado pelos íons K^+ e NO_3^- .
b) O nitrato de potássio, por ser um composto iônico, irá apresentar condutibilidade elétrica quando fundido ou em solução aquosa.
c) A solução aquosa do nitrato de potássio é classificada como eletrolítica.
2. I. Verdadeira.
II. Falsa.
III. Verdadeira.
IV. Falsa.
V. Falsa.
3. Alternativa c.
4. Alternativa d.
5. Alternativa b.
6. Alternativa d.
7. Alternativa c.
8. O hidróxido de sódio é um composto iônico formado pelos íons Na^+ e OH^- .
9. Os íons Na^+ e OH^- não apresentam mobilidade, uma vez que estão fixos no retículo cristalino do composto no estado sólido.
10. Ocorre dissociação iônica.
11. Uma solução aquosa de NaOH conduz corrente elétrica devido à presença de íons livres em solução em virtude da dissociação iônica do hidróxido de sódio.
12. Eletrolítica.
13. O gás clorídrico é um composto molecular.
14. Não.
15. Uma solução aquosa de HCl conduz corrente elétrica devido à presença de íons livres em solução em virtude da ionização do HCl .
$$\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$$
16. A ionização consiste no processo de formação de íons em solução aquosa a partir de um composto molecular. A dissociação iônica é o termo utilizado para descrever a separação dos íons em solução aquosa a partir de um composto iônico.
17. Alternativa a.
Analisando as equações fornecidas temos:
IV. $\text{H}_3\text{A} \rightleftharpoons 3 \text{H}^+ + \text{A}^-$
Essa equação representa a ionização do ácido cítrico.



Essa equação representa a dissociação iônica do bicarbonato de sódio.



Essa equação representa a formação do ácido carbônico.



Essa equação representa a formação do gás carbônico.

Desafiando seus conhecimentos (p. 356)

1. Alternativa b.

2. Alternativa d.

Isso se explica pelo fato de a água salgada conter grande quantidade de íons (partículas carregadas eletricamente), como Na^+ e Cl^- livres para transportar carga elétrica no meio. Uma maneira de liberar essas partículas é dissolver sal de cozinha em um copo de água. Nesse processo, os cátions e ânions existentes no sal sofrem dissociação iônica.

3. a) No estado líquido, o NaCl se dissocia e os íons livres permitem a condução de eletricidade. No estado sólido, esses íons estão presos no retículo cristalino e, sem mobilidade, não há condução de corrente elétrica.

b) O HCl é uma substância molecular, e, sem íons livres, o sistema não é um bom condutor.

c) Em água, o NaCl sofre ionização, formando soluções eletrolíticas.

4. Alternativa c.

As substâncias iônicas KOH e NaCl , em água, sofrem dissociação, formando soluções eletrolíticas.

As substâncias moleculares HCl , em água, sofrem ionização, formando uma solução eletrolítica.

5. Alternativa c.

6. Alternativa c.

O NaCl sofre dissociação em água, e a sacarose não sofre ionização.

7. Alternativa b.

Na_2O_4 , KNO_3 e NaCl são substâncias que se dissociam em água, formando soluções eletrolíticas. Já o ácido etanoico (CH_3COOH) é uma substância molecular que se ioniza em água, formando uma solução eletrolítica.

8. Alternativa a.

9. Segundo o enunciado, o sistema varia a intensidade da corrente em função da condutividade da solução presente; sendo assim, ao se inserir uma solução iônica, a corrente sofrerá um aumento, pois trata-se de uma solução condutora de eletricidade. Ao se inserir uma solução molecular haverá uma queda na corrente elétrica, pois a solução molecular não conduz eletricidade.

EXPLORE SEU MUNDO – ÁGUA MINERAL (p. 358)

As respostas desse Explore seu mundo são pessoais, pois dependem do rótulo observado pelos alunos.

Atividade prática – Verificando a condutibilidade elétrica (p. 359)

Com materiais simples e de fácil acesso, o professor poderá testar a condutibilidade elétrica de substâncias encontradas no cotidiano do estudante.

Propomos que o professor incentive os alunos a fazerem uma tabela de duas colunas e, após observação do experimento, preencherem-na com as seguintes informações:

Solução	Brilho da lâmpada

Na coluna de brilho da lâmpada deverá constar: ausente, moderado ou intenso porque, dessa forma, além de o aluno já saber qual a solução eletrolítica ou não, ele ainda pode inferir sobre a quantidade (concentração) de íons na solução.

1. Conduzem corrente elétrica as soluções: a, d, e, h.

2. A segunda solução apresenta maior condutividade e, portanto, deve apresentar uma quantidade maior de íons no mesmo volume de solução.

3. Maior concentração $\Rightarrow$ maior condutibilidade elétrica $\Rightarrow$ maior luminosidade.

Leia, analise e responda – O mecanismo da solvatação (p. 360)

A leitura dessa seção ilustra o processo de dissociação iônica.

O professor poderá discutir com os alunos que a interação existente entre os íons presentes no retículo e as moléculas do solvente possibilita maior ou menor dispersão desses íons na solução.

Quanto mais forte a interação entre soluto e solvente, mais este conseguirá envolver as partículas daquele, mais íons se soltarão do retículo e maior será a condutibilidade elétrica da solução.

1. KF, CaO e NaCl, porque são compostos iônicos.

2. Azul = cátion; rosa = ânion.

3. A – c – IV; B – b – II; C – d – I; D – a – III.

4. Porque os íons estão presos no retículo cristalino, não podendo se movimentar.

5. $\text{CaBr}_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Br}^-$
 $\text{KI} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$

6. O ácido fosfórico e o sulfeto de hidrogênio, pois são substâncias que fazem ligação covalente.

Capítulo 22 Ácidos

Objetivos do capítulo

- Definir ácidos segundo Arrhenius;
- reconhecer um ácido por seu nome e fórmula;
- identificar e distinguir hidrácidos e oxiácidos;
- classificar os ácidos;
- associar a ação dos ácidos sobre indicadores, metais, carbonatos e bicarbonatos;
- conhecer os principais ácidos presentes em seu cotidiano.

Sugestões de abordagem

Levar um limão para a sala de aula, cortá-lo e espremer-lo, pedindo que os alunos observem esse fato atentamente. Todos terão um aumento da secreção salivar.

Lançar o conceito de que substâncias azedas apresentam essa propriedade e, a partir disso, ca-

racterizar os ácidos como possuidores de sabor azedo. Ressaltar também que caracterizar um ácido pelo sabor pode ser um procedimento muito perigoso.

Mencionar que no limão existe ácido cítrico e, no vinagre, ácido acético, sem se preocupar com as fórmulas.

Assim, sugerimos que o professor caracterize os ácidos de acordo com a liberação em solução aquosa de íons H^+ como único tipo de cátion.

Citar alguns ácidos mais comuns e, em seguida, trabalhar com a nomenclatura, sempre que possível associada a uma aplicação dos ácidos.

Estimule o uso constante e orientado das tabelas presentes no fim do volume. Tal prática permite que o aluno incorpore como componente de sua linguagem as fórmulas e os nomes dos principais ácidos.

Após a classificação dos ácidos segundo sua composição, do número de H ionizáveis e do seu grau de ionização, recomendamos que se inicie a apresentação de algumas propriedades dos ácidos e indispensavelmente se discuta a ação deles sobre indicadores.

Sugerimos também o equacionamento de algumas reações importantes dos ácidos, como, por exemplo, as reações entre ácidos e metais, carbonatos e bicarbonatos.

Para relacionar o conteúdo teórico dos ácidos, recomendamos fazer uma discussão das aplicações cotidianas dos principais ácidos.

Algo a mais

Em uma atividade conjunta com o professor de História, pode-se discutir com os alunos a Revolução Industrial ocorrida na Inglaterra, o uso de produtos químicos, principalmente na indústria têxtil, e os efeitos causados no ambiente londrino, onde foram registradas as primeiras chuvas ácidas.

Indicamos, ainda, um texto que pode ser trabalhado com os alunos em sala de aula e com o qual o professor pode retomar o que os estudantes levantaram como definição de ácidos no início.

OBSERVAÇÕES

- Acreditamos que os alunos, lentamente, ao longo do curso, familiarizam-se com os nomes e as fórmulas dos principais compostos inorgânicos, sem a exigência de que sejam decorados. O ideal é fornecer alguma informação para que eles possam determinar fórmulas e nomes.
- Não só permita como também estimule o uso da tabela periódica e de íons.

Vinagre: o que é e como escolher

O vinagre é conhecido há milhares de anos. Para começar, ninguém sequer teve de fazê-lo, porque ele na verdade se faz sozinho. Em qualquer lugar em que por acaso haja um pouco de açúcar ou álcool esquecido, o vinagre estará a caminho.

Qualquer químico lhe dirá sem pestanejar que o vinagre é uma solução de ácido acético em água. Mas podemos também definir o vinho como uma solução de álcool em água. O vinagre é tão mais que isso... Os vinagres mais populares são feitos de uvas (vinagre de vinho tinto ou branco), maçãs (vinagre de sidra), centeio ou aveia maltados (vinagre de malte) e arroz (bem, vinagre de arroz).

Todos eles retêm compostos químicos de sua matéria-prima, o que lhes dá sabores e aromas exclusivos. Além disso, há vinagres que foram deliberadamente aromatizados com framboesas, alho, estragão e praticamente qualquer outra coisa que possa ser posta dentro de uma garrafa e deixada a macerar durante algumas semanas.

Na parte mais alta do espectro de pureza está o conhecido vinagre branco destilado, que de fato nada mais é do que 5% de ácido acético puro em água e pode tanto ser guardado na lavanderia quanto na cozinha. Tendo sido feito

de álcool industrial e purificado por destilação, o vinagre branco não contém frutas, grãos ou qualquer outro sabor.

No fim, está o vinagre balsâmico. O verdadeiro vinagre balsâmico vem sendo feito há quase mil anos na região da Emilia-Romagna, na Itália [...]. Aí, as uvas trebbiano são esmagadas num mosto (o suco e as cascas), depois fermentadas e envelhecidas numa sucessão de barris de madeira por pelo menos 12 anos, às vezes até por cem anos. O resultado é uma poção grossa, marrom, com um sabor complexo, agridoce, em tom de carvalho. É usada em pequenas quantidades como um condimento, e não da maneira como usamos vinagre comum.

[...]

Eis aqui como todo vinagre “acontece”, seja espontaneamente na Natureza ou induzido deliberadamente pelos seres humanos.

Há uma sequência de duas etapas de reações químicas: (1) o açúcar é degradado em álcool etílico e gás dióxido de carbono, e (2) o álcool etílico é oxidado a ácido acético. A primeira transformação, chamada de fermentação, é o que produz vinho a partir dos açúcares das uvas e inúmeras outras bebidas alcoólicas de inúmeros outros carboidratos, na presença de enzimas de levedos ou bactérias. Na segunda

transformação, as bactérias conhecidas como *Acetobacter aceti* ajudam o álcool a reagir com o oxigênio do ar para formar ácido acético. Os vinhos podem oxidar-se e, portanto, azedar sem o *Acetobacter*, mas esse é um processo mais lento. A palavra vinagre na verdade vem do francês, *vin aigre*, que significa vinho azedo.

[...]

Os vinagres comerciais estão na faixa dos 4,5% a 9% de ácido acético; os mais comuns estão em 5%. Essa é a potência mínima para a conservação de alimentos como picles, que é um dos usos mais veneráveis do vinagre, pois a maior parte das bactérias não consegue prosperar em ácidos dessa potência ou mais fortes.

Depois de cortar carne ou aves cruas na tábua ou bancada de açougueiro, uma boa ideia é limpá-la com uma solução desinfetante, como uma ou duas colheres de sopa de água sanitária em um litro de água. Mas a água sanitária deixa a tábua com um cheiro de cloro que demora muito a sair, é muito difícil de ser eliminado.

O vinagre retira esse cheiro. Enxágue a tábua com qualquer tipo de vinagre; o ácido acético que ele tem neutralizará o hipoclorito de sódio, alcalino, da água sanitária e irá acabar com o cheiro.

WOLKE, Robert L. *O que Einstein disse a seu cozinheiro: a ciência na cozinha*. Trad. Helena Londres. Rio de Janeiro: Zahar, 2003. p. 104-105.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 367)

1. Não há íons H^+ e Cl^- na solução.

2. a) $HClO_4$, $HClO_3$, $HClO_2$, $HClO$.

b) $HBrO_4$, $HBrO_3$, $HBrO_2$, $HBrO$.

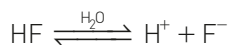
c) H_2SO_4 , H_2SO_3 .

d) HNO_3 , HNO_2 .

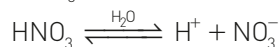
e) H_3PO_4 , H_3PO_3 , H_3PO_2 .

f) HF , HCl , H_2S , HCN .

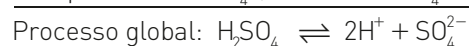
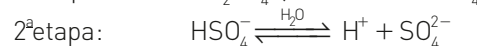
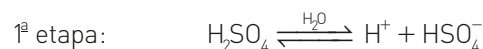
3. I. HF : ácido fluorídrico



II. HNO_3 : ácido nítrico



III. H_2SO_4 : ácido sulfúrico.



4. I. hidrácido: HF ; oxiácido: HNO_3 e H_2SO_4 ;

II. monoácido: HF , HNO_3 ; diácido H_2SO_4 ;

III. forte: HNO_3 , H_2SO_4 ; moderado: HF .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 368)

1. Alternativa a.

2. Alternativa d.

3. Alternativa a.

4. Alternativa d.

5. Alternativa e.

H_2SO_3 – ácido sulfuroso

H_2S – ácido sulfídrico

H_2SO_4 – ácido sulfúrico

HNO_3 – ácido nítrico

6. Alternativa a.

1. ácido carbônico; 2. ácido clorídrico; 3. ácido sulfúrico; 4. ácido fosfórico.

7. Alternativa c.

H_3PO_3 – ácido fosforoso

8. $HMnO_4$ e H_2CrO_4 .

9. Alternativa a.

10. Alternativa c.

O ácido fosfórico (H_3PO_4), por apresentar oxigênio em sua fórmula, é um oxiácido, que possui 3 hidrogênios ionizáveis, portanto, trata-se de um triácido, e a partir da fórmula:

n° de O menos H^+ ionizáveis = $4 - 3 = 1$, trata-se de ácido semiforte.

11. Alternativa c.

12. Alternativa b.

HClO_4 : 4 átomos de O – 1 átomo de H = 3 $\therefore$ muito forte;

H_2SO_4 : 4 átomos de O – 2 átomos de H = 2 $\therefore$ forte;

HClO : 1 átomo de O – 1 átomo de H = 0 $\therefore$ fraco.

13. Alternativa d.

Para os ácidos oxigenados a regra geral é: n° de oxigênios – n° de hidrogênios ionizáveis.

Se o resultado for maior que 2, o ácido é classificado como forte; se for igual a 1, moderado e menor que 1, será fraco.

Assim, para os ácidos sulfúrico e carbônico, teremos:

H_2SO_4 : $4 - 2 = 2$ (forte)

H_2CO_3 : $3 - 2 = 1$

Porém, o ácido carbônico é uma exceção a essa regra, pois é considerado um ácido fraco, apesar de o valor ser igual a 1.

Para os hidrácidos, teremos apenas a seguinte classificação geral:

HCl , HBr e HI = fortes

HF = moderado

Os demais = fracos

14. Alternativa d.

15. Alternativa a.

$$\text{H}_2\text{S}: \alpha = \frac{n^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{n^\circ \text{ de moléculas dissolvidas}} = \frac{1}{10} = 0,1 = 10\%$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4: \alpha = \frac{2}{3} = 0,67 = 67\%$$

$$\text{HNO}_3: \alpha = \frac{8}{10} = 0,8 = 80\%$$

$$\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HNO}_3$$

16. Alternativa b.

a) C_2H_6 : substância molecular.

b) H_2SO_4 : ácido.

c) NaOH : base.

d) NH_4Cl : sal.

17. Alternativa d.

Quanto maior a quantidade de íons na solução, maior será o brilho da lâmpada. Assim:

Kit	Solução 1	Solução 2	Solução 3
1	H_3BO_3 Ácido fraco	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ Base fraca	AgBr Sal pouco solúvel
2	H_3PO_4 Ácido moderado	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ Base forte	KCl Sal solúvel
3	H_2SO_4 Ácido forte	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ Base fraca	AgBr Sal pouco solúvel
4	HClO_4 Ácido forte	NaOH Base forte	NaCl Sal solúvel
5	HNO_3 Ácido forte	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ Base fraca	CaSO_4 Sal pouco solúvel



(p. 374)

O ácido sulfúrico é um ácido altamente corrosivo, ao contrário do ácido acético. Por isso, temperamos a salada com ácido acético e não com ácido sulfúrico.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 375)

1. Alternativa e.

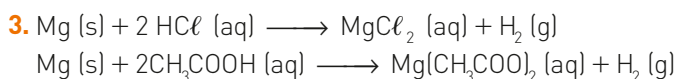
I. Amoníaco: pH 11-13 $\therefore$ básico.

II. Leite de magnésia: pH 9-11 $\therefore$ básico.

III. Vinagre: pH 1-3 $\therefore$ ácido.

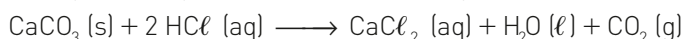
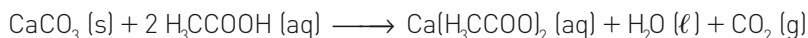
IV. Leite de vaca: pH 3-5 $\therefore$ ácido.

2. Rosa ou vermelho. A soda limonada (refrigerante de limão) e o suco de abacaxi são soluções ácidas e devem ter pH menor que 7.



4. O ácido clorídrico é mais forte do que o ácido acético e, dessa forma, a reação que ocorre é mais rápida.

5. I. Nos dois experimentos, devido às reações:



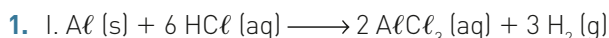
II. Dióxido de carbono (gás carbônico).

III. Não, pois o limão é ácido e irá reagir com o mármore, liberando CO_2 .

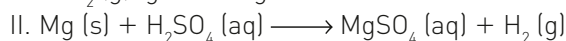
EXPLORE SEU MUNDO (p. 375)

As respostas dos alunos são pessoais, pois dependem da realização da atividade e da observação dos alunos.

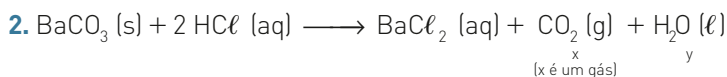
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 376)



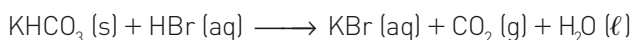
X: $\text{H}_2 \text{ (g)}$: gás hidrogênio



Y: H_2SO_4 : ácido sulfúrico



3. Nos produtos aparece um átomo de bromo que originalmente estava na substância Z. Nos produtos aparecem três átomos de oxigênio, todos estes vindos de KHCO_3 . Como Z deve ser um ácido, ele deverá ser o ácido bromídrico (HBr).



4. Alternativa d.

Dos ácidos citados, apenas o HCl e o HNO_3 são considerados fortes e, entre estes, apenas o HNO_3 é oxidante. Ácido oxidante é aquele em que a principal espécie oxidante não é o íon H^+ , e sim o ânion, como é o caso dos ácidos: nítrico (HNO_3), sulfúrico (H_2SO_4) e perclórico (HClO_4).

Esses ácidos, principalmente em soluções concentradas, são capazes de reagir com metais como o cobre e a prata.

5. Alternativa e.

O ácido clorídrico (HCl) presente no suco gástrico, em excesso, provoca queimação no estômago, rouquidão e dor torácica.

6. I. Fertilizantes: ácido nítrico (a), ácido fosfórico (h).

II. Corrosão de vidro: ácido fluorídrico (g).

III. Câmara de gás: ácido cianídrico (d).

- IV. Suco gástrico: ácido clorídrico (c).
- V. Vinagre: ácido acético (b).
- VI. ácido muriático: ácido clorídrico (c).
- VII. Cheiro de ovo podre: ácido sulfídrico (f).
- VIII. Refrigerantes: ácido carbônico (i).
- IX. Desidratante: ácido sulfúrico (e).
- X. Bateria de automóvel: ácido sulfúrico (e).
- XI. Fabricação de explosivos: ácido nítrico (a).

7. Alternativa a.

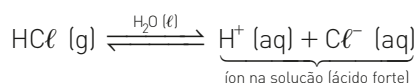
8. Alternativa d.

Os ácidos possuem a propriedade de serem corrosivos, podendo causar danos irreversíveis a um tecido vivo. Eles são compostos desidratantes, ou seja, reagem com a água presente nesses tecidos. Além disso, sua ingestão ou inalação provocam lesões nas vias respiratórias e gastrointestinais.

Desafiando seus conhecimentos (p. 377)

1. Alternativa c.

A solução aquosa de HCl (ácido clorídrico) conduz corrente elétrica devido a sua reação de ionização, dada pela equação a seguir:



Como o HCl é uma substância molecular e gasosa nas condições ambientes, parte de suas moléculas é liberada da solução em forma de gás clorídrico. A figura que mostra essa situação mais adequadamente é a da alternativa c.

Nomenclatura e classificação

2. Alternativa e.

3. Alternativa d.

Por ter um odor forte e irritante, considera-se o HCl um gás tóxico. É uma substância molecular, que se ioniza de acordo com a reação:



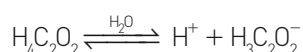
Como a maioria das moléculas sobre a ionização, trata-se de um ácido forte.

4. Alternativa b.

5. Alternativa a.

Nos oxiácidos, apenas os hidrogênios ligados a átomos de oxigênio são ionizáveis.

Assim, o ácido acético é um monoácido:



6. Alternativas corretas: 01, 02, 04 e 08; soma = 15.

- 01. Correto; as quatro substâncias são ácidas.
- 02. Correto.

04. Correto. Os ácidos são substâncias moleculares (apenas átomos não metálicos unidos por ligações covalentes).

08. Correto.

16. Incorreto; por serem ácidos fracos, são poucos ionizáveis, e a concentração de íons na solução é baixa, sendo então pouco condutora.

7. Alternativa b.

- I. HNO_2 : 2 átomos de O – 1 átomo de H = 1 ∴ moderado.
- II. H_4SiO_4 : 4 átomos de O – 4 átomos de H = 1 ∴ fraco.
- III. HMnO_4 : 4 átomos de O – 1 átomo de H = 3 ∴ muito forte.
- IV. H_2SO_4 : 4 átomos de O – 2 átomos de H = 2 ∴ forte.

8. I: F; II: V; III: F; IV: F; V: V.

- I. Falsa; substâncias moleculares podem sofrer ionização, dando origem a íons.
- II. Verdadeira; o ácido acético é uma substância molecular que sofre ionização em água, gerando uma solução eletrolítica.
- III. Falsa; a água é essencial para a reação de ionização.
- IV. Falsa; ambas as substâncias são moleculares.
- V. Verdadeira.

9. Alternativa c.

$$x: \alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas}} = \frac{2}{20} = 0,1 = 10\%$$

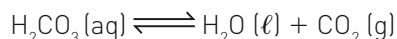
$$y: \alpha = \frac{7}{10} = 0,7 = 70\%$$

$$z: \alpha = \frac{1}{5} = 0,2 = 20\%$$

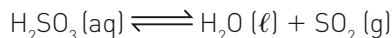
Y é o ácido mais forte e X o mais fraco.

10. Alternativa c.

O ácido carbônico se decompõe conforme equação:



O ácido sulfuroso se decompõe conforme equação:



Propriedades e aplicações

11. Alternativa a.

- a) Correta. Os ácidos, além de apresentar propriedades corrosivas, na presença do indicador de tornassol ficam vermelhos e, por apresentar o íon H^+ , conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água devido a sua alta solubilidade em água.
- b) Incorreta. O composto NaOH é uma base. Quando em contato com o papel de tornassol sua cor se torna azul.
- c) Incorreta. O NaCl pertence à função sal e, além de não apresentar propriedades corrosivas, não modifica a cor dos indicadores ácido-base.
- d) Incorreta. O I_2 é um composto molecular, e não apresenta propriedades corrosivas; por ser apolar apresenta baixa solubilidade em água e não conduz corrente elétrica, pois não forma íons em solução.
- e) Incorreta. O gás metano (CH_4) por ser um composto molecular apresenta as mesmas características que o I_2 , portanto, não apresenta propriedades corrosivas; por ser apolar apresenta baixa solubilidade em água e não conduz corrente elétrica, pois não forma íons em solução.

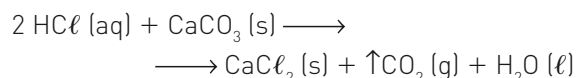
12. $F - F - V - F$.

Falsa. O ácido acético é um ácido orgânico (H_3CCOOH) que possui apenas um hidrogênio ionizável.

Falsa. Por ser um ácido forte, seu grau de ionização é acima de 50%.

Verdadeira. O ácido fluorídrico (HF) possui ponto de ebulição maior que os demais hidrácidos, devido ao tipo de interação que ocorre entre os átomos – ligações de hidrogênio, que é a mais intensa entre os compostos covalentes.

Falsa. O gás que será liberado será o dióxido de carbono, conforme a reação:



13. Alternativas corretas: 04, 16; soma = 20.

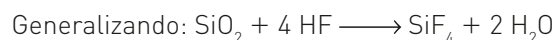
01) Incorreta. Segundo Arrhenius, substâncias moleculares dissolvidas em água, que sofram ionização, como os ácidos, podem conduzir corrente elétrica.

02) Incorreta. Substâncias ácidas geralmente possuem sabor azedo, enquanto as bases possuem sabor adstringente.

04) Correta. O ácido fosforoso tem a fórmula H_3PO_3 .

08) Incorreta. O ácido ortocrômico tem a fórmula H_2CrO_4 .

16) Correta. O ácido fluorídrico tem a propriedade de corroer o vidro.



14. Amostra X, pois apresenta meio neutro, pH próximo de 7.

15. Amostras ácidas: suco gástrico (mais forte), saliva, café, cerveja $\therefore \text{pH} < 7,0$.

Amostras básicas: lágrima, leite de magnésia, limpa-forno (mais forte) $\therefore \text{pH} > 7,0$.

16. Alternativa d.

O excesso de ácido sulfúrico deixará o meio mais ácido nas proximidades, desequilibrando o ecossistema local. Conforme o curso do rio, o ácido vai se diluindo e o pH tende à neutralidade. A dissolução do ácido sulfúrico em água libera muita energia, o que aumenta a temperatura da água.

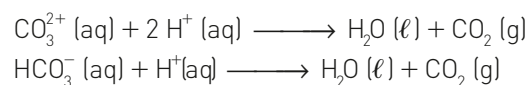
17. Alternativa d.

Os metais reagem com ácidos, formando gás hidrogênio. Nesse caso:



18. Alternativa e.

Ocorre a reação do carbono e bicarbonato de sódio com os íons H^+ vindo dos ácidos, gerando gás carbônico.

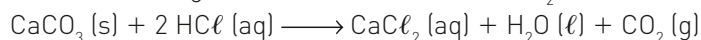


19. Não, pois muitos metais, como o ferro, reagem com ácidos, formando gás hidrogênio. Nesse caso:

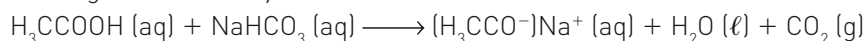
$$\text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$$

20. Alternativa a.

Carbonatos reagem com ácidos, liberando CO_2 :

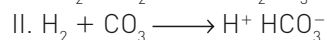


21. O vinagre é uma solução de ácido acético.



22. Porque é formado de gás carbônico, que envolve a chama e impede a aproximação do gás oxigênio necessário para a manutenção da combustão.

23. I. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$



Capítulo 23 Bases ou hidróxidos

Objetivos do capítulo

- Definir bases segundo Arrhenius;
- reconhecer uma base por seu nome e sua fórmula;
- classificar as bases;
- associar a ação das bases sobre indicadores;
- conhecer as principais bases presentes em seu cotidiano.

Sugestões de abordagem

Propomos que o professor comece a aula recordando o indicador. Sugerimos levar suco de repolho roxo ou beterraba, amostra de vinagre branco, amoníaco, soda limonada e solução de soda cáustica a fim de diferenciar as soluções ácidas e básicas. Com isso, introduzir o conceito de base e classificá-las de acordo com a liberação em solução aquosa dos íons OH^- como o único tipo de ânion.

Em seguida, o professor poderá promover uma discussão sobre a nomenclatura das bases e a sua classificação em relação ao número de hidroxilas.

Recomendamos esclarecer aos alunos que a solubilidade das bases em água é obtida de maneira experimental e que esses valores são em grama por litro a 20°C . Com isso, discutir o grau de dissociação dos hidróxidos.

Convém ressaltar que o hidróxido de amônio é a única base que não apresenta metal em sua fórmula e que ela somente existe em solução aquosa.

Sugerimos também que se ressalte a ação das bases sobre os indicadores e que se introduzam os conceitos da reação entre um ácido e uma base.

Para amarrar o conteúdo teórico das bases, recomendamos que seja realizada uma discussão das aplicações cotidianas das principais bases.

Algo a mais

Enfatizar que não somente os ácidos causam queimaduras – as bases também podem provocá-las.

Seria interessante mostrar ou ler para os alunos as precauções constantes do rótulo de um limpa-fornos, que contém na sua composição soda cáustica.

PRECAUÇÕES: Manter fora do alcance de crianças e animais. Perigo: Causa queimaduras graves. Veneno: Perigosa a sua ingestão. Impedir o contato com olhos, pele e roupas durante a manipulação. Em contato com a pele e com os olhos, lavar cuidadosamente com água e consultar imediatamente o Centro de Intoxicações mais próximo ou Serviço de Saúde, levando a embalagem ou o rótulo do produto. Em caso de ingestão acidental, não provocar o vômito, beber água e consultar imediatamente o Centro de Intoxicações mais próximo ou Serviço de Saúde, levando a embalagem ou o rótulo do produto. Não misturar com água na embalagem original. Conservar o frasco bem fechado após o uso. Não reutilizar a embalagem vazia. Se respingar em roupas, pintura, mobília ou tapetes, lavar imediatamente com uma solução de água com bicarbonato de sódio. Não dê nada por via oral a uma pessoa inconsciente.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 384)

1. NaOH (hidróxido de sódio) e NH_3 (amônia).
2. NaOH: sólido; NH_3 : gasoso.
3. Em I: $\text{Na}^+ \text{OH}^-$
Em II: NH_3 , NH_4^+ e OH^-
4. Em II, em que a água é reagente na ionização da amônia:
$$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$
5. NaOH.
A quantidade de íons em I é maior, o que indica maior dissociação da base (mais forte).

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 384)

1. Alternativa a.
2. NaOH – hidróxido de sódio; AgOH – hidróxido de prata; $\text{Sr}(\text{OH})_2$ – hidróxido de estrôncio. $\text{Al}(\text{OH})_3$ – hidróxido de alumínio; NH_4OH – hidróxido de amônio.
3. a) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – dibase.
b) CuOH – monobase.
c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – dibase.
d) KOH – monobase.
e) $\text{Pb}(\text{OH})_4$ – tetrabase.
f) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – dibase.
4. a) $\text{LiOH} \longrightarrow \text{Li}^+ + \text{OH}^-$.
b) $\text{Sr}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Sr}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.
c) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.
d) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$.
5. Alternativa a.
Com a fórmula do hidróxido sendo $\text{M}(\text{OH})_2$, a carga do elemento M será 2+, M^{2+} , sendo assim pode ser o magnésio (Mg).
6. Alternativa e.
Base forte e solúvel – NaOH
Base fraca e parcialmente solúvel – $\text{Mg}(\text{OH})_2$



[p. 386]

A corrosividade não é uma exclusividade dos ácidos; o hidróxido de sódio, por exemplo, é uma base extremamente corrosiva. O termo cáustico pode ser compreendido como sinônimo de corrosivo.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 387)

1. I – menor; II – maior; III – maior; IV – menor.
2. Básico, para que se possa neutralizar a acidez bucal.
3. a) Vermelho.
b) Vermelho.
c) Vermelho.
d) Verde-amarelada.
e) Verde-amarelada.

4. Frasco II; ele irá exalar amônia, que tem odor irritante.
5. Frasco III; a soda cáustica é o hidróxido de sódio.
6. Frasco IV; cal apagada é o hidróxido de cálcio.
7. Frasco II; se aquecermos a solução de NH_4OH , tanto a água quanto a amônia irão evaporar.
$$\text{NH}_4\text{OH (aq)} \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (v)}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 387)

1. Alternativa c.
2. Alternativa b.
A solução de fenolftaleína ficará rósea em meio básico e permanecerá incolor em meio ácido; logo, as substâncias B e C deverão ser ácidas, entre as apresentadas H_2SO_4 e HCl .
3. Alternativa d.
O hidróxido de alumínio Al(OH)_3 é uma base utilizada para neutralizar a acidez estomacal.
4. Alternativa a.
A soda cáustica (NaOH) é uma base e, portanto, se comporta diante da fenolftaleína como o amoníaco, uma solução aquosa de hidróxido de amônio (NH_4OH).
5. Alternativa b.
As bactérias da boca fermentam os restos de carboidrato, produzindo ácido láctico; a saliva irá apresentar então, propriedades ácidas. O creme dental é básico com a finalidade de neutralizar essa acidez da saliva.
6. a) $\text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH (aq)}$
 $\text{NH}_4\text{(OH) (aq)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$
b) A amônia é uma substância muito volátil.
7. Verdadeiras: II, III e IV.
Falsa: I.

Desafiando seus conhecimentos (p. 388)

1. Alternativa e.
 NaOH – monobase Al(OH)_3 – tribase
 Ca(OH)_2 – dibase Mg(OH)_2 – dibase
2. Alternativa d.
A ionização do ácido fosfórico é:
$$\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$$

logo, o ácido fosfórico origina 4 íons por fórmula; portanto, o hidróxido de alumínio, Al(OH)_3 , é uma base que origina o mesmo número de íons por fórmula em sua dissociação total:
$$\text{Al(OH)}_3 \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$$
3. Alternativa d.
I. Incorreta – A soda cáustica (NaOH), embora corrosiva, é uma base. O leite de magnésia (Mg(OH)_2) é uma base não corrosiva, utilizada para a neutralização da acidez estomacal.
II. Correta.
III. Correta – A soda cáustica é também uma base corrosiva. Vale ressaltar, no entanto, que ser uma base forte não é sinônimo de ser corrosivo.
4. Alternativa d.

5. Alternativa d.

Pela tabela dada, o repolho roxo torna-se verde ao ser colocado em contato com a cal virgem, ou seja, um composto básico. Entre os listados, apenas o hidróxido de cálcio apresentará essa característica.

6. Alternativa b.

Sabemos que o suco de repolho roxo pode atuar como indicador, pois assume uma coloração em meio ácido e outra em meio básico.

7. Alternativa a.

8. Alternativa b.

9. Alternativa b.

10. Alternativa b.

Levando em conta as características das soluções apresentadas no enunciado, tem-se a solução de:

Sacarose – não conduz eletricidade – frasco 4.

NaOH – coloração rosa após a adição de fenoltaleína – frasco 2.

HCl – reage com base – frasco 3.

KCl – não reage com base – frasco 1.

11. a) NH_4OH – brilho fraco.

b) NaOH – brilho intenso.

c) KOH – brilho intenso.

d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – brilho forte.

e) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – brilho forte.

f) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – não acende.

g) AgOH – não acende.

h) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – não acende.

i) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – não acende.

Atividade prática – Usando vegetais e flores como indicadores de pH (p. 392)

A atividade foi proposta para exemplificar o uso de indicadores naturais a fim de testar produtos do cotidiano do estudante.

1. Vinagre branco, suco de limão, refrigerante de limão.

2. Leite de magnésia, limpa-vidros, sabonete branco, sabão de coco, antiácido.

3. Sal e açúcar.

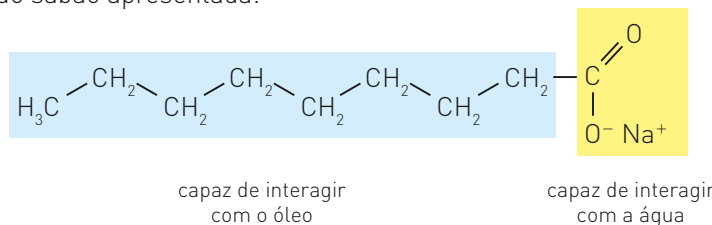
Conexão

Higiene (p. 393)

Sabões e sabonetes

1. Sódio $\Rightarrow \text{Na}$ ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

2. A partir da estrutura do sabão apresentada:



A remoção do óleo da roupa é realizada devido ao caráter anfipático do sabão. A cadeia carbônica (parte apolar) da molécula de sabão irá interagir com o óleo, enquanto a parte polar da molécula (grupo carboxilato) irá interagir com a água, levando assim à remoção do óleo da roupa.

3. Resposta pessoal.

Objetivos do capítulo

- Identificar sais normais, hidrogenossais, hidroxissais e sais hidratados;
- saber utilizar a tabela de solubilidade de sais no final do volume;
- fazer reações de neutralização;
- conhecer os principais sais presentes em seu cotidiano.

Sugestões de abordagem

As pessoas costumam associar e confundir todos os sais com o sal de cozinha (NaCl); por isso, sugerimos começar o estudo dos sais desmistificando a ideia de que todo sal é branco. Dê exemplos de sais coloridos e relembre a classificação periódica associando os sais coloridos à presença de elementos de transição.

Recomendamos que se explique que os prefixos característicos da nomenclatura de sais são obtidos dos sufixos dos ácidos que deram origem a esses sais.

Estimule os alunos a usarem as tabelas de ânions e cátions no final do volume de duas maneiras diferentes: pelo nome do sal e por sua fórmula.

Sugerimos também que a classificação dos sais seja feita de acordo com a natureza dos íons presentes nas soluções aquosas e que a solubilidade seja apresentada de forma resumida, sem exigir que os alunos decorem valores.

Apresente a neutralização total e parcial em ordem crescente de dificuldade: primeiramente ácidos com 1 H^+ ionizável e base com 1 OH^- . Em seguida ácidos com 1 H ionizável e base com 2 OH^- e assim por diante.

Para relacionar o conteúdo teórico dos sais, recomendamos fazer uma discussão das aplicações cotidianas dos principais sais.

A salificação pode ser evidenciada pela formação de um sal insolúvel.

Misturar soluções aquosas diluídas de ácido sulfúrico + hidróxido de bário.

Equacionando a reação, mostrar os conceitos de neutralização e a consequente salificação.

Outro exemplo seria misturar vinagre ao hidróxido de magnésio, testando previamente as quantidades e equacionando a reação. Mostrar que, nesse caso, o sal formado é solúvel. A partir disso, apresentar o equacionamento e o balanceamento.

Algo a mais

1. Comparando condutibilidades elétricas

Para esse experimento, você vai precisar do equipamento construído para a Atividade prática do capítulo 21, Dissociação e ionização.

Material

- hidróxido de magnésio
- água
- vinagre
- 2 copos

Procedimento

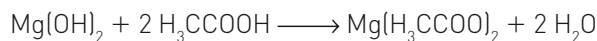
Teste a condutibilidade elétrica dos seguintes sistemas:

- A. Em um copo com água, adicione uma colher de sopa de hidróxido de magnésio;
- B. Em outro copo com água, adicione uma colher de sopa de vinagre;
- C. Misture as duas soluções (A e B) e submeta esse sistema à agitação.

A seguir, compare a condutibilidade elétrica dos sistemas A, B e C. Explique o que aconteceu e escreva a equação que representa a reação ocorrida em C.

Tanto a solução básica como a ácida apresentam pequena condutibilidade por serem eletrólitos fracos. O sistema obtido pela mistura das duas soluções apresenta maior condutibilidade.

Ocorreu uma reação entre o ácido fraco e a base fraca, produzindo um sal bastante dissociado, que tem uma condutibilidade elétrica maior.



2. Caráter do bicarbonato de sódio

Material

- hidróxido de magnésio
- bicarbonato de sódio
- vinagre

Procedimento

De acordo com a acidez ou a alcalinidade dos solos, as hortênsias podem apresentar cores diferentes. Utilizando três plantas de hortênsia em flor, adicione à terra, separadamente e em pequenas quantidades, bicarbonato de sódio, leite de magnésia e vinagre misturados com água.

Observe a cor de cada uma das flores e relacione o ocorrido com o fato de o solo ser ácido ou alcalino. O bicarbonato de sódio é um sal que em água origina soluções com caráter ácido ou alcalino? Justifique sua resposta em função da cor da flor.

A solução aquosa de NaHCO_3 tem caráter básico.

Pólvora

A pólvora produzida por Lavoisier era de excelente qualidade. Ele conseguiu um método barato de produção e uma proporção ideal de seus constituintes.

Esse fato permite um trabalho conjunto com os professores de História e Geografia a respeito das guerras napoleônicas e da superioridade da artilharia francesa, devido à eficiência da pólvora empregada nos confrontos.

Acidez estomacal

Mostrar na sala de aula o que ocorre no estômago de uma pessoa quando ingere hidróxido de magnésio para combater o excesso de acidez estomacal.

Preparar uma solução diluída de ácido clorídrico (ou ácido muriático) e colocá-la em um copo. Lenta-mente, despejar leite de magnésia à solução ácida. Se achar necessário, use um conta-gotas.

Explicar aos alunos a ocorrência da neutralização entre o HCl e o Mg(OH)_2 e que, se não houvesse reposição de HCl pelo estômago, o meio final poderia até tornar-se básico, prejudicando o processo de digestão.

O professor pode ampliar a explicação trabalhando com o professor de Biologia, que explicaria o processo de digestão.



(p. 399)

Nas condições da solução da imagem, podemos dizer que se trata de um sal insolúvel, pois é possível notar a turbidez da solução.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 399)

1. Alternativa d.

Entre as apresentadas, a única substância inorgânica que apresenta ligações iônicas é o sulfato de magnésio (MgSO_4).

2. Alternativa a.

Segundo o texto, a lavagem deve ser realizada com soluções salinas. Entre as possibilidades apresentadas, a única que corresponde a uma solução salina é $\text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$.

3. SO_4^{2-} : sulfato; CO_3^{2-} : carbonato.

4. Na_2CO_3 : carbonato de sódio.

Na_2SO_4 : sulfato de sódio.

CaCO_3 : carbonato de cálcio.

CaSO_4 : sulfato de cálcio.

$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$: carbonato de alumínio.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: sulfato de alumínio.

5. Ca^{2+} : cátion cálcio.

PO_4^{3-} : ânion fosfato.

F^- : ânion fluoreto.

6. Não ocorre precipitação. Os sais formados são solúveis.

7. CaCO_3 : carbonato de cálcio.

8. PbCl_2 : cloreto de chumbo.

PbSO_4 : sulfato de chumbo.

9. Alternativa e.

I. Incorreta – a água que chega à nossa casa é uma mistura.

II. Incorreta.

III. Correta – a barrilha (Na_2CO_3) apresenta os elementos químicos Na, C e O.

IV. Correta – Na fórmula do sulfato de alumínio

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ temos:

2 átomos de Al

3 átomos de S

12 átomos de O

total de átomos = $2 + 3 + 12 = 17$

10. NaCl : cloreto de sódio.

CaCl_2 : cloreto de cálcio.

Na_2CO_3 : carbonato de sódio.

$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$: carbonato de alumínio.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: fosfato de cálcio.

AlPO_4 : fosfato de alumínio.

Resposta pessoal.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 400)

1. Alternativa d.

AgNO_3 – sal
 NH_4OH – base
 HClO – ácido

2. CaBr_2 ; brometo de cálcio

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; fosfato de cálcio
 CaSO_3 ; sulfito de cálcio

3. a) $\text{KCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ b) $\text{NaNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ c) $\text{AlF}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{F}^-(\text{aq})$ d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ e) $\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$

4. Alternativa b.

A associação correta entre os elementos das colunas é:

4 – ClO^- – hipoclorito6 – ClO_2^- – clorito2 – carbonato – CO_3^{2-}

5. Alternativa a.

6. Alternativa a.

7. Alternativa a.

8. Alternativa d.

9. Alternativa e.

CuSO_4	Na_2SO_4	KNO_3	K_2CrO_4
(azul)	(incolor)	(incolor)	(amarela)
↓			↓

a cor azul deve-se ao Cu^{2+} a cor amarela deve-se ao CrO_4^{2-}

10. Alternativa b.

I. Na_2SO_4 : $\frac{1 \text{ átomo de S}}{7 \text{ átomos}} = \frac{1}{7}$

II. ZnS : $\frac{1 \text{ átomo de S}}{2 \text{ átomos}} = \frac{1}{2}$

III. MgSO_4 : $\frac{1 \text{ átomo de S}}{6 \text{ átomos}} = \frac{1}{6}$

IV. Na_2S : $\frac{1 \text{ átomo de S}}{3 \text{ átomos}} = \frac{1}{3}$

11. Alternativa a.

Bromato: BrO_3^- (vem do ácido bromico: HBrO_3).Bromato de potássio: KBrO_3 .

K: metal alcalino.

B: halogênio.

O: calcogênio.

12. Alternativa a.

13. Alternativa c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 403)

1. Alternativa b.

2. Alternativa a.

3. Alternativa c.

4. Alternativa d.

5. Alternativa e.

6. Alternativa b.

7. Alternativa a.

8. Alternativa b.

9. Cloreto de potássio, citrato de sódio di-hidratado e cloreto de sódio. Esses sais quando em solução sofrem dissociação iônica, tornando o meio condutor.

10. Alternativa e.

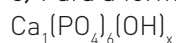
11. Alternativa e.

12. Alternativa a.

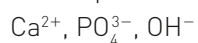
13. a) Cálcio (Ca^{2+})

b) Magnésio, bário (qualquer do grupo 2).

c) Para a fórmula apresentada:



sendo o composto eletricamente neutro, temos válido que, a partir das cargas dos cátions e ânions presentes na fórmula:

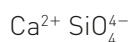


$$10 \cdot (+2) + 6 \cdot (-3) + X \cdot (-1) = 0$$

$$X = 2$$

14. Alternativa e.

A partir das informações apresentadas, sendo o íon ortossilicato tetravalente, temos válido que:



15. Alternativa c.

16. Alternativa d.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 406)

1. Alternativa a.

As funções químicas dos materiais empregados na limpeza são:

Hipoclorito de sódio – NaClO – sal

Vinagre – solução aquosa de ácido acético

Bicarbonato de sódio – NaHCO_3

Logo, dois dos compostos químicos apresentados pertencem à função sal.

2. I – d

II – e

III – a

IV – h

V – f

VI – g

VII – c

VIII – b



A liberação de gases forma bolhas no interior da massa, fazendo-a crescer.

4. Alternativa a.

5. Alternativa c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 407)

1. a) Solo com elevada concentração de sais provenientes da água de irrigação.

b) Porque é praticamente pura.

2. Alternativa d.

3. Alternativa e.

4. Alternativa e.

5. Alternativa c.

a) Incorreta. O veneno da formiga contém compostos ácidos, assim o pH deve ser menor do que 7,0.

b) Incorreta. O veneno da vespa é básico e deve apresentar a cor rosa em contato com a fenolftaleína.

c) Correta.

d) Incorreta. De acordo com Arrhenius, o veneno de vespa, em água, libera mais íons hidroxila do que o veneno de formiga, por ser alcalino.

e) Incorreta. Ambas as soluções conduzem corrente elétrica em meio aquoso, já que ambas possuem íons livres em solução.

Conexão

Odontologia (p. 408)

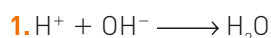
Sais e dentes

1. Básico.

2. Substâncias abrasivas são substâncias utilizadas para polir ou desgastar superfícies.

3. Sim, devido à possibilidade do desgaste da superfície dentária.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 413)



2. Reação de neutralização.

3. Alternativa c.

A azia é caracterizada pelo excesso de acidez no estômago e é combatida pela neutralização do excesso de ácido.

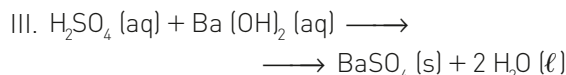
4. Ácidos e Bases.

5. a) Evaporar água, fazendo os cátions K^+ se unirem aos ânions Br^- .



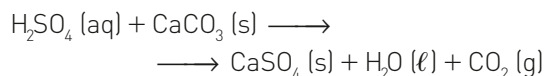
6. I. Filtração, já que o BaSO_4 é um sal insolúvel e a mistura final é heterogênea do tipo sólido-líquido.

II. Sulfato de bário.



IV. C: como o sal formado é insolúvel, a quantidade de íons em solução é muito pequena e o meio é pouco condutor.

7. Alternativa a.



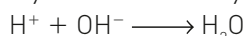
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 414)

1. Alternativa b.

A reação entre um ácido (H_2SO_4) e uma base Ca(OH)_2 corresponde a uma neutralização.

2. Alternativa e.

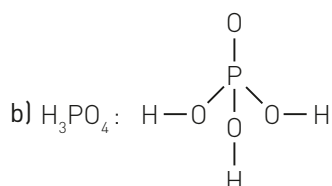
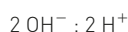
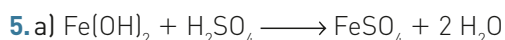
Ocorre uma reação de neutralização



3. Para diminuir a irritação podem ser utilizados produtos domésticos de características básicas, como o hidróxido de magnésio Mg(OH)_2 e o hidróxido de alumínio Al(OH)_3 .

4. Alternativa e.

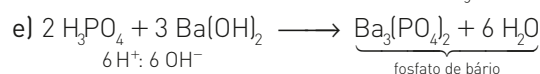
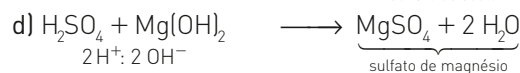
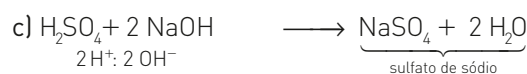
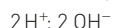
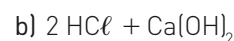
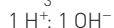
Para obtermos o cloreto de potássio, devemos utilizar uma base que apresenta potássio, logo, hidróxido de potássio.



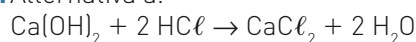
6. Alternativa b.



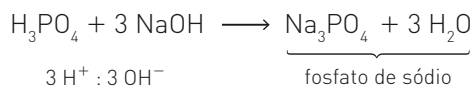
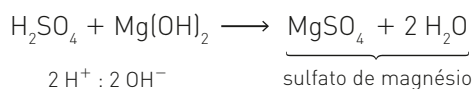
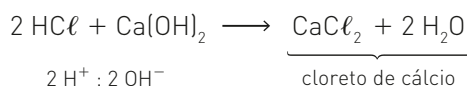
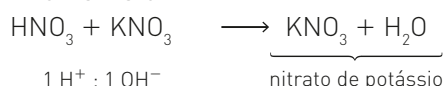
7. a) $\text{HNO}_3 + \text{KOH}$



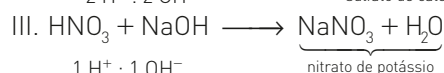
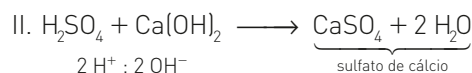
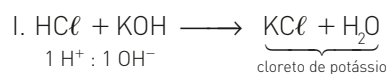
8. Alternativa a.



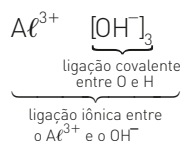
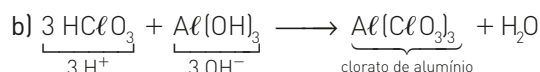
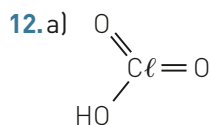
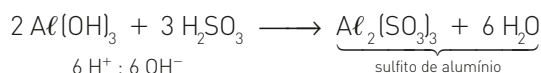
9. Alternativa c.



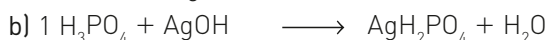
10. Alternativa e.



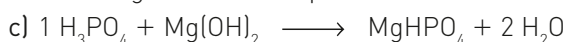
11. Alternativa c.



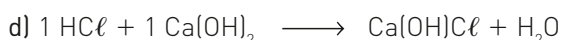
(mono) hidrogenossulfato de sódio, sulfato (mono) ácido de sódio ou bissulfato de sódio.



di-hidrogenofosfato de prata ou fosfato diácido de prata.

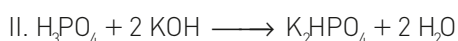
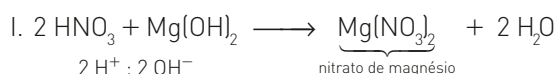


(mono) hidrogenofosfato de magnésio ou fosfato (mono) ácido de magnésio.

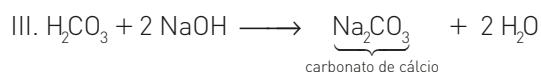


hidroxicloreto de cálcio ou cloreto básico de cálcio.

14. Alternativa d.



Para que o sal tenha o ânion hidrogenofosfato, a reação deve ocorrer com o ácido (orto)fosfórico na proporção adequada.



Desafiando seus conhecimentos (p. 416)

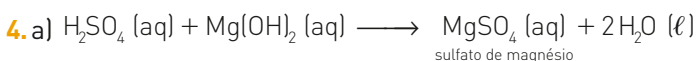
1. Alternativa d.

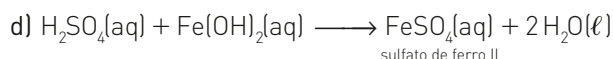
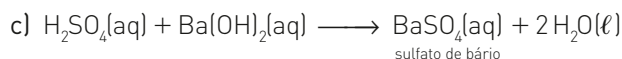
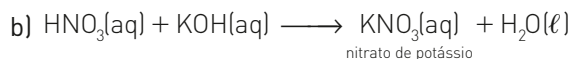
2. Equação química completa e balanceada da reação de neutralização total do ácido clorídrico por hidróxido de bário:



Nome do produto iônico formado na reação (BaCl_2): cloreto de bário.

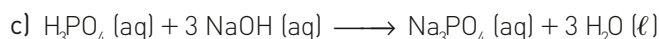
3. Alternativas corretas: 02 e 08; soma = 10.



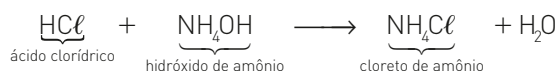
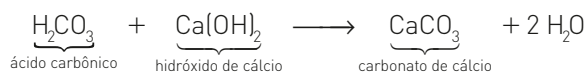


a) Oxigênio.

b) Ligação covalente.



6. Sal é um composto iônico que, em água, sofre dissociação, formando ao menos um cátion diferente do H^+ e um ânion diferente do OH^- .



7. Alternativa a.

8. Alternativa d.

A seguinte reação representa uma neutralização parcial do ácido fosfórico:



9. Alternativa a.

10. Alternativa a.

O hidroxissal é formado pela neutralização parcial da base.

Atividade prática – Observação da ação de ácidos e bases sobre os carbonatos (p. 418)

Aproveite o experimento para discutir com os estudantes se é aconselhável cortarmos limão sobre uma pia de mármore.

A equação é: $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Águas dos mares: básico; águas dos rios: ácido.

Justificativa: com o procedimento acima, verificamos que o mármore reage apenas com o vinagre (ácido). Como sabemos, os ácidos (H^+) reagem com bases (OH^-). O mármore em pó possui caráter básico e a água dos rios possui caráter ácido (pH menor que 7), isto é, eles reagem entre si. Já a água do mar é básica ou alcalina (pH maior que 7); daí favorecer a formação de corais.

Objetivos do capítulo

- Diferenciar óxidos ácidos, básicos e neutros;
- identificar peróxidos;
- relacionar alterações ambientais com os óxidos;
- descrever o efeito estufa e as causas da intensificação desse efeito.

Sugestões de abordagem

Sugerimos apresentar a nomenclatura e a classificação dos óxidos baseando-se no tipo de ligação presente neles.

Recomendamos que seja dado um destaque maior às características e às reações dos óxidos básicos e ácidos.

Utilizando suco de beterraba, de repolho roxo ou azul de bromotimol, mostrar o caráter de dois óxidos bastante comuns: o CaO e o CO_2 .

Para mostrar o comportamento do CO_2 , assoprar uma solução contendo o indicador ou adicionar gelo-seco a essa solução. Se for conveniente no momento, pode-se equacionar a reação entre a água e esses óxidos.

Sugerimos caracterizar os peróxidos pela presença do grupo O_2^{2-} mostrando algumas de suas reações. Seria interessante dar destaque para a água oxigenada.

Para amarrar o conteúdo teórico dos óxidos, recomendamos promover uma discussão das aplicações cotidianas dos principais óxidos.

Se houver tempo, sugerimos ainda que se discuta com os alunos a inversão térmica e o *smog*.

Algo a mais

Chuva ácida

ATENÇÃO: Professor, oriente os alunos sobre os equipamentos de segurança necessários à realização segura do experimento.

O experimento a seguir evidencia a formação de um óxido ácido, característico de regiões industriais e com muitos veículos que utilizam combustíveis fósseis, e sua ação sobre um indicador.

Material

- colher de chá metálica
- arame ou fio metálico
- pote de vidro com tampa metálica
- rolha de cortiça

- solução aquosa de repolho roxo
- enxofre em pó
- flores ou folhas (sugestão: manacá-cheiroso roxo ou rosa vermelha)

Procedimento

Pegue uma colher metálica de chá que já não esteja mais sendo usada, dobre o cabo e amarre nele um arame ou um fio metálico longo.

Faça um furo na tampa metálica do pote de vidro, de modo que o arame passe pelo buraco. Na extremidade superior do fio metálico, coloque uma rolha de cortiça, para evitar queimaduras na etapa seguinte.

No fundo do recipiente de vidro, coloque uma solução aquosa de repolho roxo.

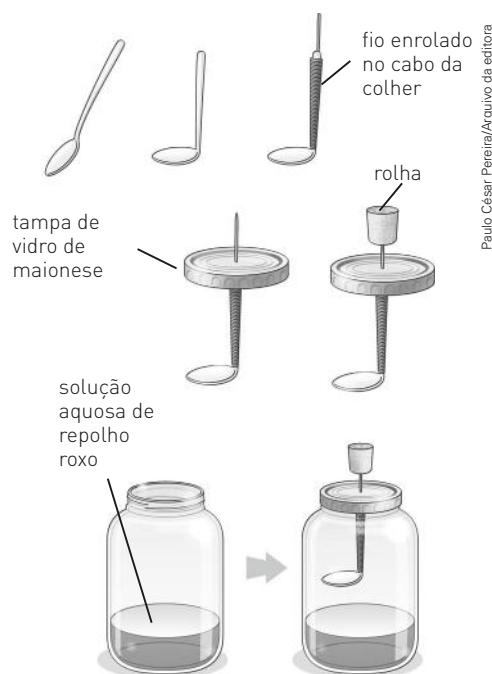
Coloque um pouco de enxofre em pó na colher e aqueça até que se inicie a combustão, que é visível pelo aparecimento de uma chama azul. Coloque esse aparato imediatamente no vidro preparado anteriormente, até que apareça uma névoa densa dentro do frasco.

Agite o frasco até que a névoa desapareça. Observe e explique o que aconteceu.

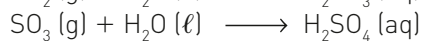
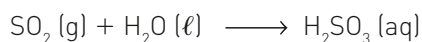
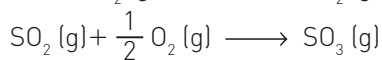
Repetindo o experimento e substituindo o suco de repolho por flores ou folhas, teremos uma ideia dos efeitos da chuva ácida sobre a vegetação.

Discutir o experimento.

Na queima do enxofre temos a formação dos óxidos de enxofre que, ao reagirem com a água, originam soluções ácidas.



As reações envolvidas podem ser representadas pelas equações:



A seguir, explique aos alunos que os derivados do petróleo, tais como gasolina, querosene e óleo *diesel*, apresentam em sua constituição um certo teor de enxofre como impureza. Quando esses combustíveis são queimados, nos motores de veículos ou em usinas termoeletricas, o enxofre também é queimado. Os óxidos formados reagem com a água, formando ácidos que voltam à superfície na forma desse tipo de chuva ácida, característica de ambientes poluídos.

Esse experimento foi desenvolvido pelo Grupo de Pesquisa em Educação Química e está presente na obra *Interações e transformações: Química para o 2º Grau* (livro do aluno). São Paulo: Gepeq, IQUSP, Edusp, 1993.

Material complementar

1. Sugestões de atividades interdisciplinares:

- Convidar um professor de Geografia ou um geólogo para dar palestra a respeito da composição dos diferentes tipos de solo, dos minérios mais comuns e importantes — com ênfase na localização de jazidas no Brasil —, dos métodos de extração, dos impactos no meio ambiente e dos interesses econômicos.
- Solicitar trabalho de pesquisa sobre a hidrosfera, englobando fontes, poluição, tratamento da água, uso em excesso da água e tratamento de esgotos. Nesse trabalho, podem participar professores de Biologia, Geografia e profissionais da área da saúde.

- Com o texto a seguir, trabalhar com os alunos propostas para a realização de um seminário sobre poluição. Se considerar mais adequado, usá-lo simplesmente para enriquecer as aulas e dar ênfase a um assunto de tamanha importância.

Queimada acelera a intensificação do efeito estufa

As queimadas e os incêndios florestais que atingiram o estado de Roraima desde o final de 1997 já provocaram a emissão de, pelo menos, 125 milhões de toneladas de carbono na forma de gases que aceleraram o efeito estufa.

Essa quantidade é equivalente às emissões de carbono e seus derivados registradas durante três meses em toda a Grã-Bretanha ou às verificadas na Grande São Paulo durante uma década, segundo avaliação do Programa Amazônia da ONG (Organização Não Governamental) Amigos da Terra – Amazônia Brasileira.

Os gases que produzem o efeito estufa impedem que a radiação de calor vá para as camadas superiores da atmosfera, provocando um aquecimento global do planeta e mudanças climáticas em várias regiões. A elevação na temperatura média também degela as calotas polares, aumentando o nível global dos mares.

Nas queimadas de Roraima, as emissões são compostas principalmente de dióxido de carbono (CO_2), metano e monóxido de carbono (CO , o mesmo poluente produzido pelos carros).

Segundo o coordenador do Programa Amazônia da ONG Amigos da Terra, Roberto Smeraldi, as projeções de emissão foram otimistas, pois estão baseadas em “estimativas conservadoras em relação à área efetivamente afetada pelo fogo”.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 424)

1. a) CO

b) NO

c) NO_2

d) SO_2

e) N_2O

f) SO_3

g) P_2O_5

h) Cl_2O_7

2. a) Na_2O

b) CaO

c) Li_2O

d) FeO

e) Fe_2O_3

f) Cu_2O

g) CuO

3. I. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ba(OH)}_2$

II. $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{KOH}$

III. $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

IV. $\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

4. $\text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{HCO}_3^- \text{ (aq)}$

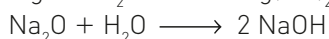
5. Alternativa a.

6. Dióxido de silício: SiO_2 ; óxido de alumínio: Al_2O_3 .

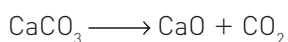
7. X: SiF_4 (aq); Y AlF_3 (aq).

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 425)

1. Alternativa b.



2. Alternativa a.



CaCO_3 : sal

CaO : óxido básico

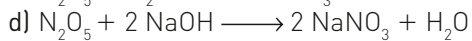
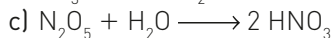
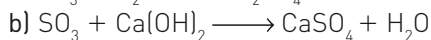
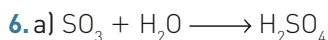
CO_2 : óxido ácido

3. Alternativa d.

Óxidos de sódio e potássio (família dos metais alcalinos) têm o caráter básico bastante acentuado.

4. Alternativa a.

Na, K e Li são metais alcalinos (grupo 1) e seus óxidos têm caráter básico bastante acentuado.



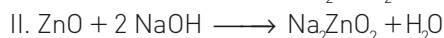
7. Alternativa b.

8. Alternativa c.

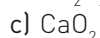
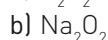
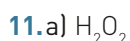
9. Alternativa b.

Os três óxidos neutros são: CO, NO e N_2O .

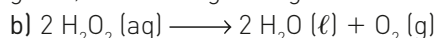
10. Alternativa b.



O óxido anfótero pode atuar como base (em I) e como ácido (em II).

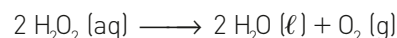


12. a) Ocorre a decomposição do peróxido de hidrogênio, formando gás oxigênio.



13. Alternativas corretas: 01 e 02; Soma = 03.

A água oxigenada (H_2O_2 , substância molecular) se decompõe, formando oxigênio gasoso.

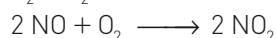
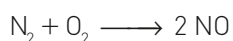


A soda cáustica (NaOH, substância iônica) é uma base e diminui a acidez do leite.

Desafiando seus conhecimentos (p. 426)

1. Alternativa c.

As reações são:



2. Alternativa c.

TiO_2 – óxido iônico

Ti – metal

3. Alternativa e.

4. Alternativa d.

5. Alternativa c.

6. Alternativa b.

Dióxido de enxofre: $\text{SO}_2 \Rightarrow$ óxido molecular, caráter ácido. Óxido de sódio: $\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow$ óxido iônico, caráter básico.

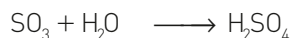
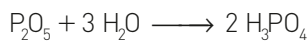
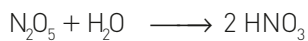
7. Alternativa d.

8. Alternativa d.

A substância que torna a fenolftaleína vermelha tem caráter básico. Como a substância possui hidrogênio, só pode ser o óxido de magnésio, MgO .

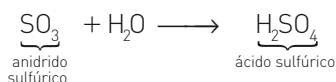
9. Alternativa d.

As reações que ocorrem são:



10. Alternativa a.

A reação que ocorre é:

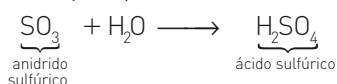


11. a) Metal Césio (Cs), família dos metais alcalinos.

b) K_2O

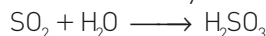
12. Alternativa c.

A reação que ocorre é:



13. Alternativa d.

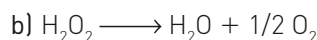
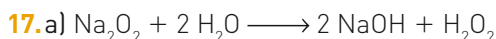
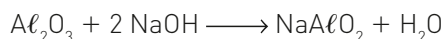
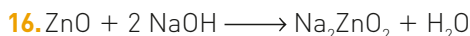
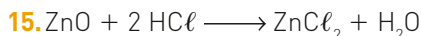
O dióxido de enxofre (SO_2 , substância molecular com átomos unidos por ligações covalentes) é um óxido ácido e sua solução deixa a fenolftaleína incolor.



14. a) Neutro.

b) Ligação covalente.

c) Monóxido de dinitrogênio.



18. Alternativa a.

Os peróxidos metálicos têm o ânion O_2^{2-} ; são necessários 2 cátions, porque este é monovalente (1^+) e seu elemento original se encontra no grupo 1 da tabela periódica.

Atividade prática – Poluição por material particulado (p. 430)

Esta atividade possibilita ao professor discutir com os alunos questões ambientais sobre a poluição, além de ser uma atividade que utiliza materiais encontrados facilmente e a baixo custo.

1. Espera-se que os cartões que estejam do lado de fora da casa tenham mais partículas aderidas à vaselina; isso porque na rua a poluição é maior.

2. A resposta depende da observação do experimento, mas devemos esperar que haja diferença por causa das diferentes umidades relativas do ar e do índice de poluição diário.

3. Idem ao 2.

4. Fora de casa.

5. A resposta depende da observação do experimento, mas a explicação mais provável é que, em dias muito secos, a quantidade de material particulado seja maior.

6. A resposta depende da observação do experimento, mas a explicação mais provável é que, em dias mais úmidos, a quantidade de material particulado seja menor.

7. A resposta correta é sólido. A ideia é que o aluno não ache que os poluentes gasosos sejam responsáveis pelos resultados obtidos.

Conexão Ambiente (p. 431)

Sequestro de carbono

1. Para controlar o efeito estufa que esse gás causa na atmosfera do planeta e assim controlar o aquecimento global.

2. Resposta pessoal. O aluno deve embasar suas ideias por meio de dados concretos e confiáveis.

3. Resposta pessoal.

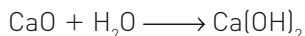
4. Resposta pessoal.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 437)

1. Alternativa c.

A cal viva (CaO) é um óxido básico; logo, é adicionada ao solo para diminuir a acidez dele.

2. A cal viva pode reagir com a umidade da pele causando sua intensa desidratação:



3. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4. Efeito Estufa.

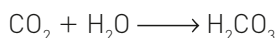
5. Gás carbônico ou dióxido de carbono.

6. Aumento da temperatura, com consequentes alterações ambientais.

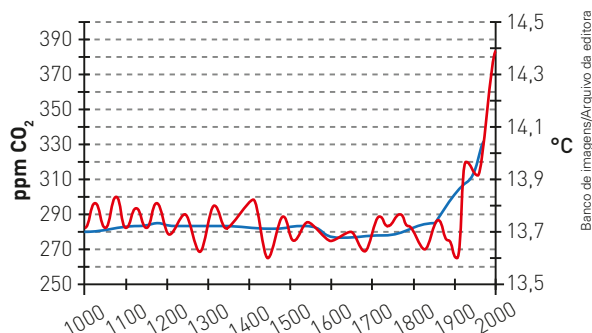
7. Queima de combustíveis fósseis e desmatamento.

8. Ácido carbônico: H_2CO_3 .

9. Ácida, devido à presença de ácido carbônico H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 com a umidade presente na atmosfera:



10. Em relação ao gráfico apresentado temos:



Fonte: <http://www.grida.no/climate/ipcc_tar/slides/index.htm>. Acesso em: 28 fev. 2013.

Sabendo-se que a linha azul representa a variação na concentração de gás carbônico e a linha vermelha representa a variação da temperatura, temos válido que:

I. 1100 – 280 ppm: 2000 – 380 ppm

II. Em 1450 temos aproximadamente 280 ppm de CO_2 , logo, a quantidade em litros será de 280 L de CO_2 disperso em 1 000 000 L de ar.

III. Não. No período de 1800 a 1900 há um aumento na concentração de gás carbônico (linha azul) acompanhado por uma diminuição da temperatura (linha vermelha).

IV. A partir do gráfico podemos concluir que nos últimos 50 anos tivemos um aumento na concentração do gás carbônico e das temperaturas médias da Terra.

V. Redução da utilização de combustíveis fósseis.

Redução do número de queimadas de florestas e matas nativas.

Maior utilização de fontes alternativas de energia de origem renovável.

11. N_2 (gás nitrogênio) e O_2 (gás oxigênio).

12. $\text{N}_2 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{NO}_2$

13. $2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

14. Mais ácida.

15. Alternativa b.

A partir dos dados apresentados na tabela, poderíamos concluir que uma pessoa que estivesse nessa área, com uma concentração de CO de 30 a 40 ppm, poderia apresentar sua capacidade visual alterada.

16. Alternativa e.

Entre as fontes de energia citadas, a única que não leva à formação de gás carbônico (principal gás responsável pela intensificação do efeito estufa) é o vento.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 439)

1. Alternativa a.

2. a) Intensificação do efeito estufa.

b) CO_2 , originado da queima de combustíveis fósseis; CH_4 , formado na decomposição anaeróbica da matéria orgânica.

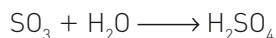
3. Resposta pessoal.

4. Alternativa d.

Altas concentrações de gás carbônico estão relacionadas à intensificação do efeito estufa.

5. Alternativa c.

6. Alternativa b.

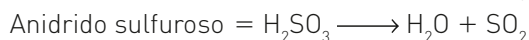
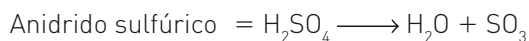


7. Alternativa c.

8. Alternativa e.

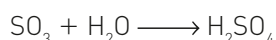
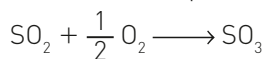
9. Alternativa a.

10. Alternativa e.



11. Alternativa b.

A partir dos óxidos apresentados, a formação do ácido sulfúrico pode ser representada por:



Logo, a partir dos óxidos apresentados, temos a ocorrência de duas etapas para a formação do ácido sulfúrico.

12. a) A: Aquecimento global

B: Destruição da camada de ozônio

C: Chuva ácida

b) O problema ambiental apontado na figura mais em evidência atualmente é o aquecimento global, associado ao aumento do efeito estufa, que contribui diretamente para o aquecimento global, causando derretimento das calotas polares. Para minimizá-lo, pode-se:

- substituir combustíveis fósseis por renováveis;
- priorizar a utilização de fontes de energia limpa, como a energia eólica;
- incentivar a utilização de transporte público e ciclovias, entre outros.

Desafiando seus conhecimentos (p. 444)

1. Alternativas corretas: 01 + 02 + 04 + 08; soma = 15.

2. Alternativa c.

3. Alternativa a.

A soda cáustica, que tem como principal constituinte o hidróxido de sódio (base forte), é utilizada na indústria alimentícia para a alteração do pH.

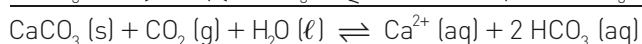
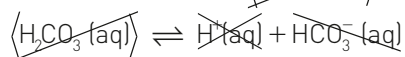
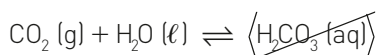
A água oxigenada, que tem como principal constituinte o peróxido de hidrogênio (agente microbicida), é utilizada para evitar a contaminação do alimento por microrganismos.

4. Alternativa c.

5. Alternativa b.

6. Alternativa e.

7. Alternativa d.



8. Alternativa c.

9. Alternativa c.

10. Alternativa a.

11. Alternativa c.

12. Alternativa d.

13. Alternativa d.

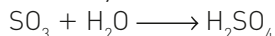
14. Todas as alternativas estão corretas.

I. A queima de combustíveis fósseis pelo ser humano é a principal responsável pela emissão de óxidos de enxofre.

II. O uso da terra é uma causa antropogênica de emissão de óxidos de enxofre.

III. As emissões de óxidos de enxofre pelos oceanos são maiores do que a soma das emissões provenientes do uso da terra e de erupções vulcânicas.

IV. A formação da chuva ácida pode ser representada pela equação:

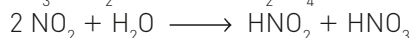
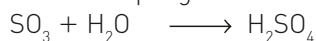


15. Alternativa b.

16. Alternativa e.

17. a) Em A se destacam: CO_2 , SO_3 e NO_2 .

Os óxidos que geram ácidos (chuva ácida):

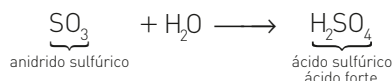
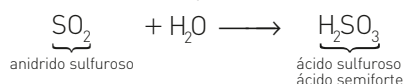


Preenchendo o quadro fornecido no enunciado, teremos:

A	B
SO_3 e NO_2	H_2SO_4 e HNO_3

b) O rodízio municipal de veículos, que visa diminuir a emissão de poluentes emitidos pelos motores, e a inspeção veicular anual, que colabora no controle de regulação dos motores a combustão interna.

18. São formados a partir dos anidridos sulfuroso e sulfúrico:



A força pode ser estimada por:

$$(\text{n}^\circ \text{ de O}) - (\text{n}^\circ \text{ de H ionizáveis}) = \begin{cases} 3 \text{ ou } 2 \Rightarrow \text{fortes} \\ 1 \Rightarrow \text{semifortes} \\ 0 \Rightarrow \text{fracos} \end{cases}$$

19. Alternativa d.

20. Alternativa e.

21. a) Esse fenômeno é conhecido como chuva ácida, que é o resultado da combinação dos gases SO_2 e SO_3 com o vapor d'água presente na atmosfera, formando os ácidos sulfuroso e sulfúrico (H_2SO_3 e H_2SO_4) que são carregados pela chuva, provocando danos ao ecossistema local.

b) A lava e as cinzas que são expelidas pelos vulcões possuem substâncias que servem como adubo para o solo, tornando-o mais fértil.

c) Esse processo é chamado de assoreamento, no qual o acúmulo de sedimentos no leito do rio diminui o volume de água.

d) Mudanças climáticas como aumento do efeito estufa e incidência de chuva ácida. Outra desvantagem é o lançamento de cinzas, que, além de causar prejuízos respiratórios à população, diminui a visibilidade, o que pode interromper voos regulares na região.

e) Gastos para o setor de saúde pública provocados por problemas respiratórios na população, principalmente em idosos e crianças. Ausências no trabalho, comprometendo a produtividade do setor, dentre outros.

22. Alternativa d.

De acordo com o gráfico fornecido no enunciado da questão, a produção de eletricidade e calor (25%) corresponde a um quarto do conjunto de gases do efeito estufa de origem antropogênica lançados na atmosfera, principalmente devido à queima de combustíveis fósseis em usinas termoeletricas.

23. Alternativa c.

Unidade 7 – Reações químicas

Como o aluno, neste ponto do curso, já esteve em contato com algumas equações químicas e conhece o conceito de um fenômeno químico, julgamos ser a ocasião ideal de formalizar a representação de reações químicas.

O balanceamento das equações é mostrado do ponto de vista microscópico com o auxílio de modelos de moléculas, o que, acreditamos, facilita a criação de uma comparação.

Conhecendo-se as representações, podemos mostrar uma maneira clássica de classificação das reações, sempre que possível estabelecendo uma relação visual entre o micro, o macro e a representação por equações.

A seguir, retomamos a classificação das reações químicas e introduzimos a ideia de que nem sempre ocorre uma reação quando misturamos dois reagentes. O estudo das condições para a ocorrência de uma reação depende do entendimento de algumas condições e da interpretação de uma equação química.

Objetivos da unidade

- Equacionar reações químicas;
- balancear equações químicas;
- classificar as reações químicas;
- identificar as condições para que ocorra uma reação química.

Ideias iniciais

O professor pode iniciar a discussão do capítulo mostrando que a água é uma substância em comum para todos os processos apresentados e discutir a diferença entre os processos físicos e químicos.

Material de apoio

- *Experimentos de Química com materiais alternativos de baixo custo e fácil aquisição* – Mayura M. M. Rubinger e Per Christian Braathen, Viçosa: Editora UFV, 2007.

Capítulo 26

Balanceamento das equações químicas

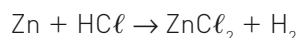
Objetivos do capítulo

- Identificar reagentes, produtos, estados físicos, solução aquosa, etc.;
- descrever e interpretar uma equação química;
- comparar a quantidade de átomos dos reagentes com a quantidade de átomos dos produtos;
- estabelecer relações matemáticas que permitam efetuar o balanceamento de uma equação química.

Sugestões de abordagem

Em um tubo de ensaio, colocar zinco sólido e adicionar ácido clorídrico. A partir desse experimento, mencionar que nessa reação ocorre a liberação de um gás e de calor.

Em seguida, apresentar a equação da reação:



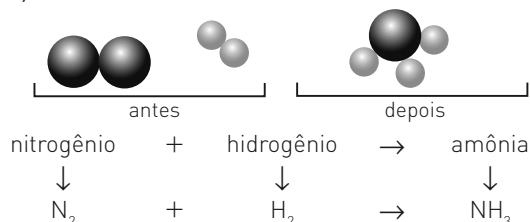
e ensinar o balanceamento.

A fim de dar uma visão inicial ao aluno, usar bolinhas de isopor unidas por palitos ou alfinetes, por exemplo.

Para explicar a reação de forças da amônia, usar bolinhas brancas pequenas, representando o H, e bolinhas maiores de outra cor, representando o N.

Na reação, ocorre:

- rearranjo dos átomos;
- quebra de ligações nos reagentes;
- formação de ligações nos produtos e conservação do número de átomos.

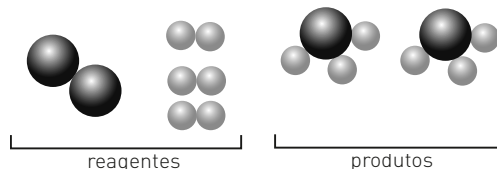


Ilustrações: Vagner C. Santos/
Arquivo da editora

Como antes temos 2 átomos de N, também devemos ter 2 átomos de N depois; porém cada um deles deverá estar unido a 3 átomos de H.



Depois da reação temos 6 H, portanto devemos ter 6 H antes dela, lembrando que os átomos devem aparecer unidos, formando grupos (moléculas) com duas bolinhas (átomos).



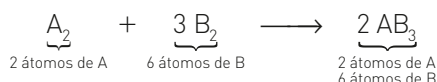


(p. 452)

A reação de decomposição da água oxigenada é catalisada pela ação da luz.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 456)

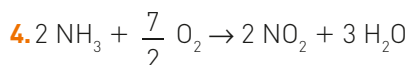
1. Nos reagentes, há 3 moléculas de A_2 e 9 moléculas de B_2 . Nos produtos, há 6 moléculas de AB_3 . Transformando a proporção de $3 A_2 : 9 B_2 : 6 AB_3$ para a proporção com os menores números inteiros, temos:



2. Nos reagentes, há 6 átomos do elemento X e 9 moléculas de Y_2 . Nos produtos, há 6 moléculas de XY_3 . Transformando a proporção $6 X : 9 Y_2 : 6 XY_3$ para a proporção com os menores números inteiros, temos:

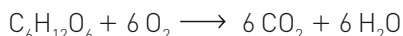


3. a) $KClO_4 \rightarrow KCl + 2 O_2$
 b) $2 Fe + 3 H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3 H_2$
 c) $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12 C + 11 H_2O$
 d) $C_2H_4 + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 2 H_2O$
 e) $C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$
 f) $2 NaHCO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$

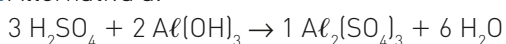


Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 457)

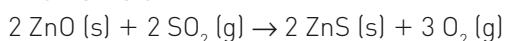
1. Alternativa e.



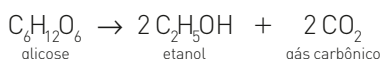
2. Alternativa a.



3. Alternativa d.

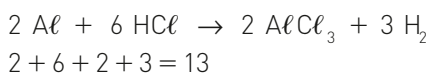


4. Alternativa b.

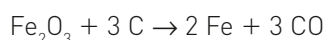


Assim: $x = 1$, $y = 2$ e $z = 2$.

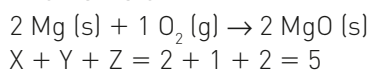
5. Alternativa d.



6. Alternativa c.



7. Alternativa e.



8. $C_2H_6O + O_2 \rightarrow C_2H_4O_2 + H_2O$

9. Óxido de cobre II (CuO) e carvão (C).

10. Cobre (Cu) e gás carbônico (CO₂).

11. A massa se conserva. Lei de Lavoisier.

12. $2 CuO + C \rightarrow 2 Cu + CO_2$

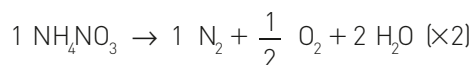
13. Alternativa c.

A partir da figura apresentada temos:
 $3X + 6 Y \rightarrow 3 XY_2$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 459)

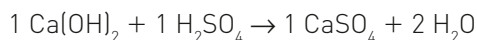
1. Alternativa a.

Pelo método das tentativas, vem:



2. Alternativa b.

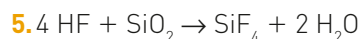
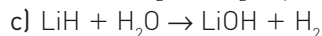
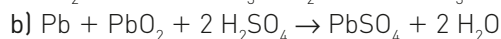
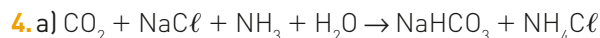
A equação apresentada corretamente balanceada é:



Assim, a soma dos coeficientes corresponde a:
 $1 + 1 + 1 + 2 = 5$.

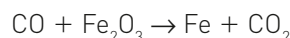
3. Alternativa a.

O composto representado por X que completa a equação química apresentada é o sulfato de alumínio: $Al_2(SO_4)_3$.

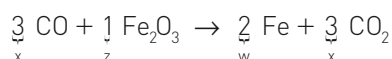


6. Alternativa c.

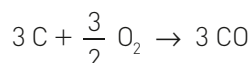
Começamos o balanceamento pela segunda equação (que possui maior quantidade de substâncias):



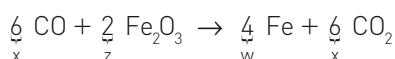
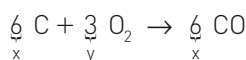
Atribuindo o coeficiente 1 à fórmula Fe_2O_3 , temos a seguinte proporção:



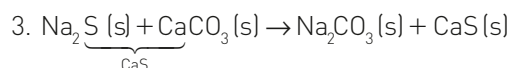
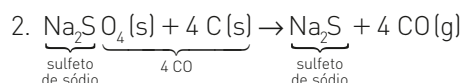
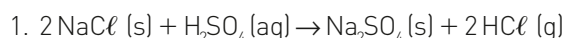
Considerando que x é 3, a primeira equação fica corretamente balanceada se y for $\frac{3}{2}$:



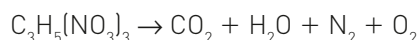
Para que os coeficientes estequiométricos sejam inteiros, devemos multiplicar as duas equações por 2:



7. Alternativa b.

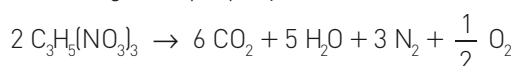


8. Alternativa c.

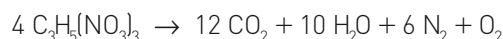


Atribuindo o coeficiente 1 à fórmula $C_3H_5(NO_3)_3$, temos uma proporção em que não é possível ajustar a quantidade de átomos de O nos produtos.

Atribuindo o coeficiente 2 à fórmula $C_3H_5(NO_3)_3$, temos a seguinte proporção:



Multiplicando a equação por 2 para obtermos a menor proporção com coeficientes inteiros, temos:

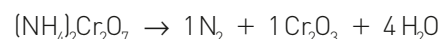


A soma dos coeficientes é:

$$4 + 12 + 10 + 6 + 1 = 33.$$

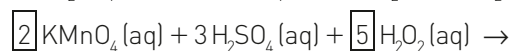
9. Alternativa c.

Pelo método das tentativas, teremos:



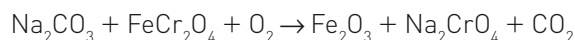
10. Alternativa b.

Pelo método das tentativas, vem:

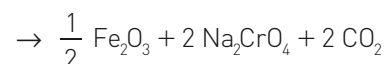


$$x = 2; y = 5; z = 5$$

11. Alternativa a.



Atribuindo o coeficiente 1 à fórmula $FeCr_2O_4$, temos a proporção:



Para que a equação fique balanceada com os menores coeficientes inteiros, devemos multiplicá-la por 4:



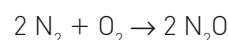
A soma dos coeficientes é:

$$8 + 4 + 7 + 2 + 8 + 8 = 37.$$

12. a) O composto formado em I é constituído por 1 átomo de N e 2 átomos de O. Trata-se então de NO_2 .

b) Nos reagentes, há 8 moléculas de N_2 e 4 moléculas de O_2 .

Nos produtos, há 8 moléculas de N_2O . Transformando a proporção de $8 N_2 : 4 O_2 : 8 N_2O$ para uma proporção com os menores coeficientes inteiros, temos:



Capítulo 27 Tipos de reação

Objetivos do capítulo

- Identificar os tipos de substâncias que atuam como reagentes e produtos formados;
- classificar uma reação química por meio da equação que a representa.

Sugestões de abordagem

Após rápida revisão sobre a representação das reações químicas, o professor poderá introduzir o assunto, mostrando algumas reações, suas representações e classificações.

As reações indicadas no texto são interessantes e fáceis de serem executadas.

Algo a mais

Um tipo de reação

As reações podem ser classificadas, como vimos, em reações de síntese, análise (decomposição), simples troca (deslocamento) e dupla-troca.

Neste experimento executaremos duas reações de um mesmo tipo.

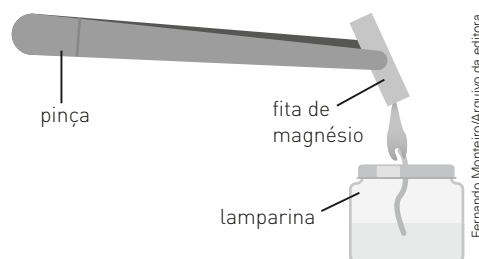
Material

- fita de magnésio
- lamparina
- pinça ou pregador de madeira
- água
- fenolftaleína

ATENÇÃO: Professor, oriente os alunos sobre os equipamentos de segurança necessários à realização segura do experimento.

Procedimento

Com o auxílio da pinça, queime a fita de magnésio, aproximando-a da chama da lamparina.



Fernando Monteiro/Arquivo da editora

A lamparina pode ser feita com um pote de vidro de alimento infantil ("papinha"), fazendo-se um orifício estreito na tampa, de forma que permita a passagem, com dificuldade, de um pavio. Usar sempre pequenas quantidades de álcool.

Como ocorrerá a emissão de uma luz branca intensa, recomenda-se evitar olhar diretamente para a chama.

Deve-se observar a fita de magnésio antes da reação e o produto formado a partir dela e, então, responder às questões a seguir.

- Equacione a reação ocorrida entre o magnésio e o oxigênio do ar. Classifique-a.
- Ocorre alteração da massa da fita antes e depois da reação? Justifique.
- O indicador ácido-base fenolftaleína deve ser adicionado a um copo com água. A essa mistura, acrescente o produto da queima do magnésio. Qual a alteração do sistema perceptível a olho nu? Como você justifica esse fato?
- Equacione a reação que ocorre entre o produto da queima da fita de magnésio e a água. Classifique-a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 465)

- a) $2 \text{KBrO}_3 \rightarrow 2 \text{KBr} + 2 \text{O}_2$
b) Decomposição ou análise.
c) Liberação de gás O_2 .

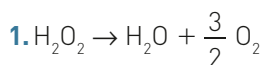
- a) $\text{X} = \text{Na}$.
b) $a = 3$ e $b = 2$.
c) Análise.

- I. Síntese ou adição: dois reagentes levam à formação de um único produto.
II. Síntese ou adição: dois reagentes levam à formação de um único produto.
III. Síntese ou adição: dois reagentes levam à formação de um único produto.
IV. Dupla-troca: duas substâncias compostas reagem entre si dando origem a duas novas substâncias compostas.

V. Análise ou decomposição: um reagente dá origem a dois produtos.

- a) Análise ou decomposição.
b) Síntese ou adição.
c) Dupla-troca.
d) Análise ou decomposição.
e) Simples troca ou deslocamento.
f) Síntese ou adição.
g) Simples troca ou deslocamento.
h) Dupla-troca.
i) Análise ou decomposição.
j) Dupla-troca.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 466)



Reação de análise ou decomposição.

2. A decomposição da água oxigenada ocorre com a incidência de luz sobre a substância, desse modo, essa reação é denominada fotólise.

3. Síntese ou formação.

Análise ou decomposição

4. Alternativa e.

5. Alternativa d.

1. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ (análise ou decomposição)

2. $\text{CaO} (\text{s}) + \text{SO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaSO}_3 (\text{s})$ (síntese)

6. Alternativa d.

7. a) $\text{X} = \text{CO}_2 (\text{g})$

$2 \text{CuO} (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Cu} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

b) Estado gasoso (gás).

c) Simples troca ou deslocamento.

d) $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{Ca(OH)}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$

Desafiando seus conhecimentos (p. 467)

1. Alternativa d.

Nas duas reações um único reagente dá origem a dois ou mais produtos, caracterizando assim uma reação de análise ou decomposição.

2. Alternativa e.

3. Alternativa b.

4. Alternativa b.

a) Síntese: dois reagentes levam à formação de um único produto.

b) Decomposição: um único reagente leva à formação de dois produtos.

c) Simples troca: uma substância simples reage com uma substância composta, formando outra substância simples e outra substância composta.

d) Dupla-troca: duas substâncias compostas reagem entre si formando outras duas substâncias compostas.

5. Alternativa a.

I. Deslocamento: uma substância simples reage com uma substância composta, formando outra substância simples e outra substância composta.

II. Decomposição: um único reagente leva à formação de dois produtos.

III. Síntese: dois reagentes levam à formação de um único produto.

IV. Deslocamento: uma substância simples reage com uma substância composta, formando outra substância simples e outra substância composta.

V. Dupla-troca: duas substâncias compostas reagem entre si formando outras duas substâncias compostas.

6. Alternativa c.

O ferro, substância simples, reage com o ácido tânico, resultando numa substância composta, solúvel e no gás hidrogênio, substância simples, que forma as bolhas.

7. I. Decomposição ou análise: uma substância dá origem a dois produtos.

II. Síntese ou adição: duas substâncias dão origem a um único produto.

III. Simples troca ou deslocamento: uma substância simples (Na) reage com uma substância composta (H_2O), formando outra substância simples (H_2) e outra substância composta (NaOH).

IV. Síntese ou adição: duas substâncias dão origem a um único produto.

Capítulo 28

Condições para a ocorrência de reações

Objetivos do capítulo

- Comparar a reatividade dos metais e ametais;
- fazer previsões sobre a ocorrência ou não de reações de deslocamento;

- comparar e classificar as substâncias em função da solubilidade, da volatilidade e do grau de ionização;
- identificar os casos em que ocorrem reações de dupla-troca.

Sugestões de abordagem

Reações de simples troca ou deslocamento

Recomendamos utilizar as equações para mostrar que pode ocorrer o deslocamento do cátion ou do ânion e relacionar o fenômeno com a fila de reatividade dos metais e ametais.

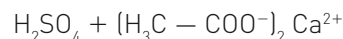
Quanto aos metais, é fácil mostrar a reatividade comparativa do Zn e do Cu; por sua vez, suas reatividades comparadas com o H podem ser mostradas com o auxílio de uma solução aquosa de ácido clorídrico.

A introdução das equações iônicas é importante e facilita o trabalho tanto em eletroquímica como em equilíbrios.

Gotejar água de lavadeira em uma solução de iodeto de potássio (KI) mostra que o cloro pode deslocar o iodo.

Reações de dupla-troca

Quanto às reações de dupla-troca, apresentar uma neutralização usando um indicador conveniente. Em seguida, mostrar uma precipitação com formação de um ácido fraco, como o ácido sulfúrico, e o acetato de cálcio.



Uma possibilidade para explicar a formação de um produto mais volátil é mostrar que nos antiácidos comerciais, como o bicarbonato de cálcio (NaHCO_3), encontramos um ácido. Apresentar a reação em meio aquoso.

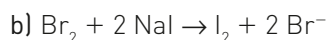
A reação entre acetato de chumbo $[(\text{H}_3\text{C} - \text{COO}^-)_2 (\text{Pb}^{2+})]$ e iodeto de potássio (KI) é muito elucidativa para demonstrar a formação de um produto menos solúvel ou insolúvel. Serve também para lembrar aos alunos que nem todos os sais são brancos.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 472)

1. No experimento II, em que ocorreu uma mudança na cor da solução e formação de precipitação sobre a lâmina.
2. Mudança na cor da solução (de azul para incolor) e na superfície da lâmina (de cinza para vermelho).
3. Cátion: Zn^{2+} ; ânion: SO_4^{2-} .
4. Cátion: Cu^{2+} ; ânion: SO_4^{2-} .
5. É o íon Cu^{2+} , já que o ânion SO_4^{2-} está presente nas duas soluções e apenas a solução de CuSO_4 é azul.
6. $\text{Zn (s)} + \text{CuSO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)}$
7. $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$
Os íons SO_4^{2-} não participam de forma efetiva da reação.
8. Cobre, de cor vermelha.
9. Na solução há ZnSO_4 , que é incolor (conforme experiência I).
10. O zinco é mais reativo que o cobre (o zinco deslocou o cobre na experiência II).

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 473)

1. a) Nitrato de cálcio
b) $2 \text{Al (s)} + 6 \text{HCl (aq)} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 \text{ (aq)} + 3 \text{H}_2 \text{ (g)}$
2. $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
ou $\text{Zn (s)} + 2 \text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
O zinco é mais reativo que o hidrogênio.
3. Alternativa d.
Ocorre a seguinte reação de deslocamento:
 $2 \text{Na (s)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
A reação ocorre porque o sódio é mais reativo que o hidrogênio na molécula de água.
4. Alternativa c.
O Cu não reage com nenhuma das soluções (não desloca o Zn nem o Mg), pois é o metal menos reativo. O Mg reage com as duas soluções (desloca o Zn e o Cu), sendo então o metal mais reativo.
5. a) $\text{Cl}_2 + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{Cl}^-$
Reatividade: $\text{Cl} > \text{Br}$



Reatividade: $\text{Br} > \text{I}$

c) Não ocorre.

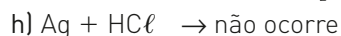
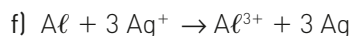
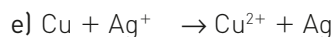
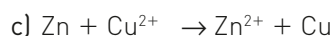
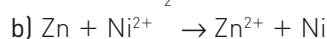
Reatividade: $\text{I} < \text{Cl}$

d) Não ocorre.

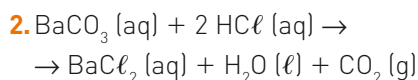
Reatividade: $\text{I} < \text{Br}$

6. Alternativa c.

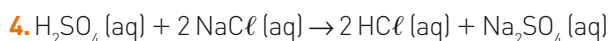
A reação ocorre porque o cloro (substância simples) é mais reativo que o bromo.



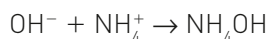
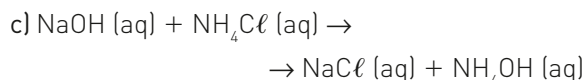
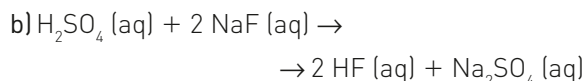
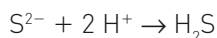
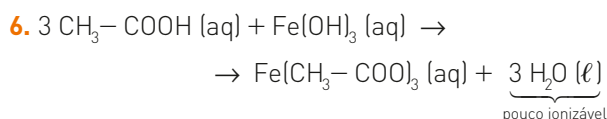
Fundamentando seus conhecimentos (p. 478)



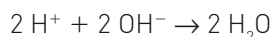
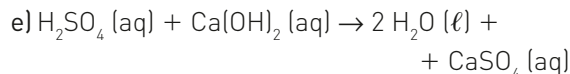
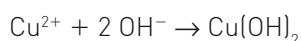
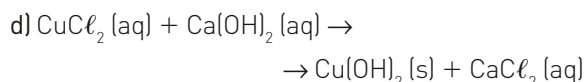
3. Ácido sulfúrico: H_2SO_4 ; cloreto de sódio: NaCl .



5. HCl , um ácido volátil.

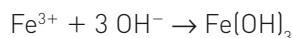
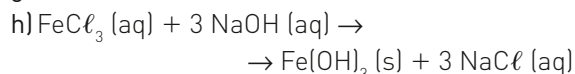


O NH_4OH formado se decompõe:

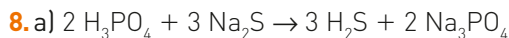


f) Não ocorre.

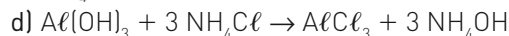
g) Não ocorre.



i) Não ocorre.



b) Não ocorre.

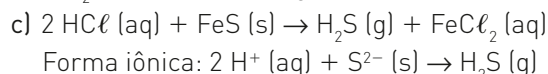


9.a) 1 – funil de extração ou funil de decantação;
 2 – kitasato; 3 – cuba de vidro.

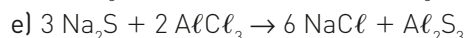
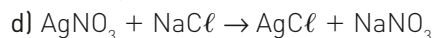
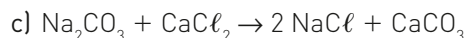
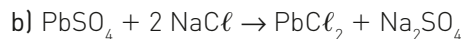
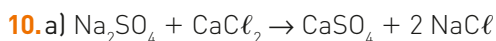
b) I. ácido clorídrico em solução aquosa.

II. sulfeto de ferro II, sólido.

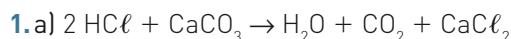
III. H_2S sulfeto de hidrogênio.



d) Formação de bolhas na superfície do sólido e no recipiente contendo água.



Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 479)



b) Amoníaco, que tem caráter básico: o $\text{NH}_4\text{OH} (\text{aq})$ neutraliza o HCl .

2. Aos três sólidos goteja-se vinagre. Naquele em que ocorrer efervescência (desprendimento de CO_2) encontra-se o carbonato de sódio. Prepa-

ram-se soluções aquosas dos dois sólidos restantes e a elas adiciona-se carbonato de sódio. A solução que liberar amônia é a que possui nitrato de amônio.

3. Alternativa a.

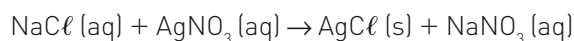
I. Correto; PbS: sulfeto de chumbo; NaNO_3 : nitrato de sódio.

II. Correto; o PbS é um sal insolúvel de cor preta.

III. Incorreto.

IV. Incorreto; o NaNO_3 é um sal bastante solúvel.

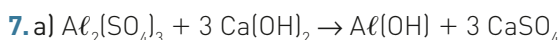
4. Deve-se empregar a solução de AgNO_3 , que reage com o NaCl proveniente do suor, formando o AgCl , um sal insolúvel.



O AgCl é um sal fotossensível e, na presença da luz solar, escurece, deixando a impressão digital visível.

5. Alternativa c.

6. Alternativa e.

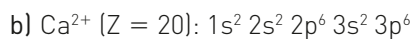


O responsável pela floculação é o Al(OH)_3 , pois ele adsorve as partículas de impurezas.

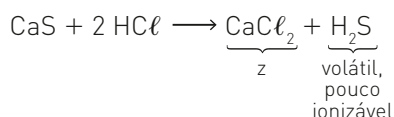
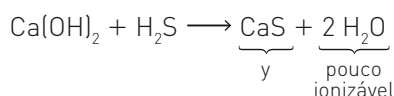
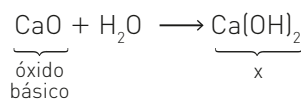


8. Alternativa d.

9. a) família 2 (metais alcalinoterrosos)



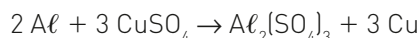
10. Alternativa e.



11. Alternativa c.

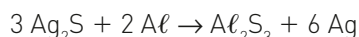
Desafiando seus conhecimentos (p. 481)

1. Alternativa a.



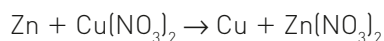
A reatividade do Al é maior que a do Cu.

2. Alternativa c.



A reatividade do Al é maior que a do Ag.

3. Alternativa a.



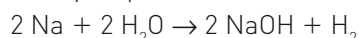
No experimento realizado por João, o zinco metálico, por ser mais reativo que o cobre, desloca-o formando nitrato de zinco (que fica na solução) e cobre metálico (que se deposita).

4. Alternativa d.

O metal Au é menos reativo que o hidrogênio e não consegue deslocá-lo.

5. Alternativa a.

A reação que ocorre é:



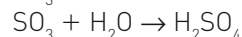
O gás hidrogênio é inflamável e provoca a chama; o hidróxido de sódio deixa a solução básica (pH

maior que o da água pura) e, na presença de fenolftaleína, com a coloração rósea.

6. Alternativa e.

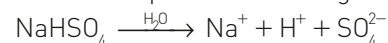
I. Sal neutro: NaCl (C)

II. SO_3 : óxido ácido (A)

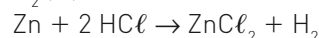


III. Sal ácido: NaHSO_4 (E)

O sal ainda possui um hidrogênio ionizável:



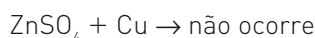
IV. H_2 (B)



O Zn é mais reativo que o H.

V. Ácido forte: HNO_3 (D)

7. Alternativa e.



O Cu é menos reativo que o Zn e por isso não o desloca.

8. Alternativa a.

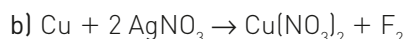
De acordo com as duas primeiras experiências, o cobre consegue deslocar a prata, mas a prata não consegue deslocar o cobre. Assim, a reatividade da prata é menor do que a do cobre.

Conforme as duas últimas reações, o zinco consegue deslocar o cobre, mas o cobre não consegue deslocar o zinco. Assim, a reatividade do cobre é menor do que a do zinco.

A ordem decrescente da reatividade é:

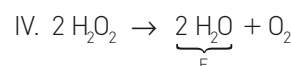
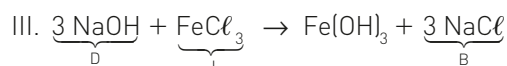
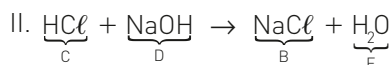
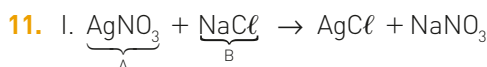


9. a) Ocorre uma reação de deslocamento, na qual se formam prata metálica (depósito sólido) e íons cobre II (que deixam a solução azul). A reação ocorre porque a reatividade do Cu é maior do que a da Ag.



10. Alternativa a.

A reação $2 \text{NaF} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{F}_2$ não ocorre porque o Cl é menos reativo que o F.



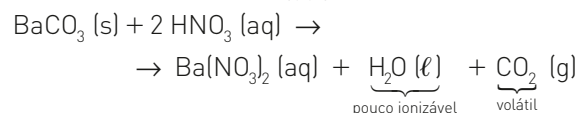
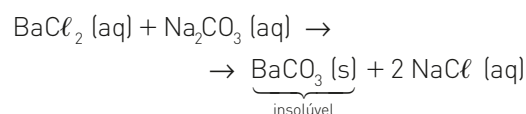
Como B é o NaCl, a substância A deve conter o cátion Ag^+ (que aparece no cloreto de prata) e o ânion NO_3^- (presente no nitrato de sódio).

A substância E é a água, que aparece na decomposição da água oxigenada em IV.

A substância C é o ácido clorídrico e, assim, uma base deve reagir com HCl para formar NaCl (sal) e H_2O . Portanto, D é o NaOH.

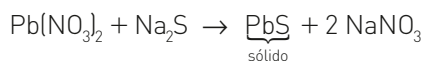
Na reação III, temos nos produtos Fe(OH)_3 e NaCl. O cátion Fe^{3+} e o ânion Cl^- vêm da substância J. Portanto, FeCl_3 .

12. Alternativa a.



13. Corretos: 01 e 04.

01. Correto; a reação que ocorre é:

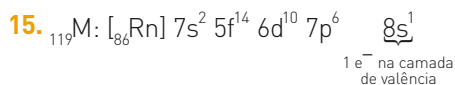
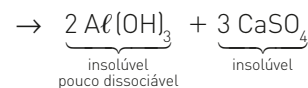
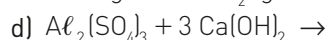
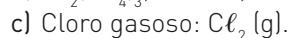


02. Incorreto; as duas substâncias são iônicas e solúveis.

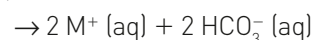
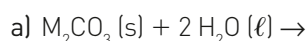
04. Correto; o PbS é um sólido de cor preta.

08. Incorreto; o Na_2S "fornece" íons S^{2-} , que precipitam os cátions Pb^{2+} , e não o composto $\text{Pb(NO}_3)_2$.

14. a) Sulfato de alumínio: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; hipoclorito de sódio: NaClO ; hipoclorito de cálcio Ca(ClO)_2 .

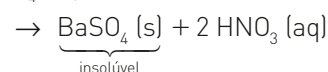
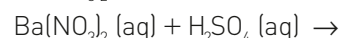


O elemento M está localizado no 8º período, no grupo 1 da tabela periódica. Com o mesmo comportamento químico dos outros metais da família dos metais alcalinos, seu íon mais estável é um cátion monovalente (M^+).



b) Sim, pois todos os sais com cátions do grupo 1 da tabela periódica são solúveis.

16. Alternativa b.



Adicionando $\text{Ba(NO}_3)_2$ ocorrerá uma reação química apenas com a solução de ácido sulfúrico.

A adição de outras substâncias provoca o mesmo efeito visual, o que impede a identificação.

17. Alternativa b.



Se HX for H_2S , o sal formado será o sulfeto de cálcio (CaS).

Se HX for HBr, o sal formado será o brometo de cálcio (CaBr_2).

18. Alternativa e.

a) Incorreto; tanto cátion quanto ânion são divalentes.

b) Incorreto; os íons Fe^{2+} e Fe^{3+} possuem propriedades químicas diferentes.

c) Incorreto; $\text{FeSO}_4 + \text{Ag} \rightarrow$ não ocorre.

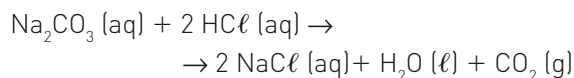
A prata é menos reativa que o ferro e por isso não consegue deslocá-lo.

d) Incorreto; o sulfato ferroso não é uma base.

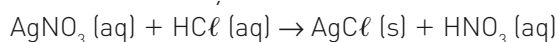
e) Correto; são características de compostos iônicos.

19. Alternativa b.

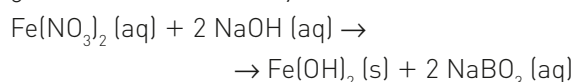
A adição de HCl provocou a liberação de gás no frasco 1. Nesse frasco, temos Na_2CO_3 , que reage de acordo com a reação:



A adição de HCl provocou a precipitação no frasco 2. Nesse frasco, temos AgNO_3 , que reage de acordo com a reação:



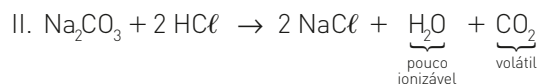
A adição de NaOH provocou a precipitação no frasco 4. Nesse frasco, temos $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, que reage de acordo com a reação:



O frasco 3 tem, portanto, KCl .

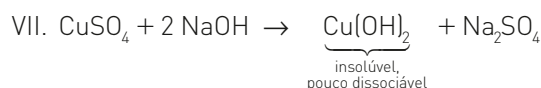
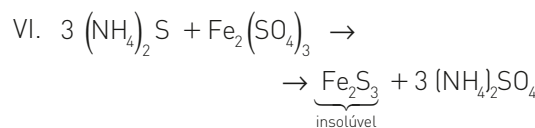
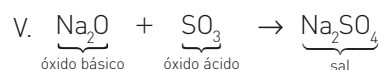
20. Alternativa b.

I. Não ocorre.



III. Não ocorre; o Cu é menos reativo que o Fe e por isso não o desloca.

IV. Não ocorre, o Au é menos reativo que o H e por isso não o desloca.



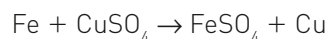
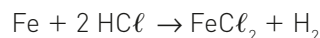
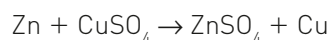
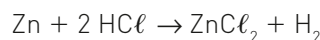
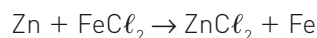
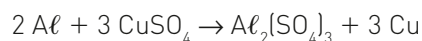
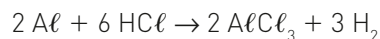
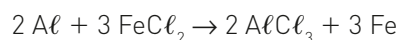
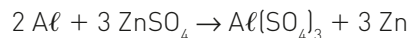
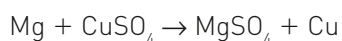
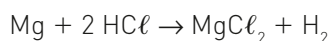
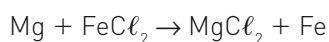
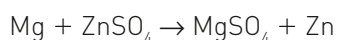
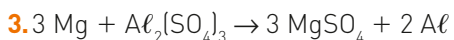
Atividades práticas (p. 485)

A finalidade do primeiro experimento é permitir que o aluno deduza uma fila de reatividade nos metais, observando e relacionando os experimentos. O segundo experimento permite que o aluno verifique a formação do CO_2 . Sua visualização na parte superior do tubo de ensaio invertido permite ao professor fazer um questionamento básico sobre o comportamento dos gases, dando ao aluno subsídios para o estudo da unidade 9.

I. Reatividade de metais

1. Dissolução do metal, liberação de gás e mudança de cor.

2. O magnésio.

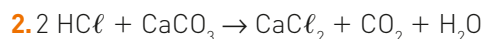


4. $\text{Cu} < \text{Fe} < \text{Zn} < \text{Al} < \text{Mg}$

5. Resposta pessoal.

II. Comportamento dos carbonatos na presença de ácidos

1. Com o ácido muriático.



3. HCl . Sua reação ocorre com maior rapidez.

4. As cascas das ostras poderiam ser destruídas.

Unidade 8 – Relações de massa

Objetivos da unidade

Nesta unidade, o estudante terá contato mais intenso com cálculos matemáticos. Recomendamos que o professor mostre de forma simples os cálculos a serem desenvolvidos, preferindo regra de três a fórmulas, que são mais difíceis de memorizar.

Ao final desta unidade esperamos que o aluno:

- entenda o conceito de massa atômica, sua relação com o átomo escolhido como padrão (^{12}C) e tenha noções da massa real de um átomo;
- consiga determinar a massa atômica de um elemento e calcular massas moleculares;
- compare a unidade μ com a massa em grama;
- saiba identificar o número de partículas presentes em uma amostra utilizando a constante de Avogadro e o conceito de quantidade de matéria ou quantidade de substância: o mol.

Os termos quantidade de matéria ou substância são recomendações encontradas nas seguintes publicações:

Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry (The IUPAC Green Book). 3. ed. Cambridge: IUPAC, RSC Publishing, 2007.

Compendium of Chemical Terminology (The IUPAC Gold Book). 2. ed. Blackwell Science, 1997.

Ideias iniciais

O professor pode usar a pergunta de abertura do capítulo, que é bastante abrangente, para suscitar uma pequena discussão entre os alunos, e discutir brevemente conceitos relacionados à ordem de grandeza.

Vale destacar para os alunos que as perguntas apresentadas na abertura da unidade tratam-se fundamentalmente de problemas de contagem, mas que, no entanto, são impraticáveis, uma vez que não é possível contar diretamente o número de estrelas presentes no céu, ou ainda o número de grãos de areia presente na superfície da Terra ou em um deserto, ou ainda contar uma a uma as moléculas de água presentes em um copo com água. Desse modo, existem métodos que podem ser aplicados para a determinação desses números ou pelo menos para estimá-los.

Acredita-se que dessa maneira pode-se despertar a curiosidade dos alunos para como deve responder a essas perguntas, o que permite o resgate dessa discussão ao se apresentar, posteriormente, o número de Avogadro.

Capítulo 29 Massa dos átomos

Objetivos do capítulo

- Estabelecer uma relação entre a massa de um corpo e a unidade de medida mais apropriada;
- conhecer a unidade de massa atômica;
- relacionar a massa atômica com a quantidade de unidades de massa atômica;
- identificar elemento, molécula e fórmula de um composto iônico;
- diferenciar massa atômica de massa molecular e determinar seus valores;
- interpretar a constante de Avogadro e relacioná-la com a quantidade de partículas de uma amostra;
- estabelecer relação entre a massa em gramas de uma unidade de massa atômica ($1,66 \cdot 10^{-24}$ g) e grande quantidade de partículas existentes mesmo em massas muito pequenas;
- descrever o conceito de mol;

- diferenciar massa atômica e massa molecular de massa molar (M), em relação às unidades e à quantidade de partículas;
- determinar a quantidade de substância em mol, a quantidade de moléculas e a quantidade de átomos em uma amostra de uma substância com fórmula conhecida.

Sugestão de abordagem

É importante o aluno perceber que todas as determinações de massa ("pesagem") são, na verdade, comparações e que os padrões usados nessas comparações devem ser adequados. Assim, com o auxílio de uma balança de dois pratos, utilizando como padrão bolinhas de gude, determinar a massa comparativa de diferentes objetos.

Seria conveniente usar objetos com massa menor do que a da bolinha de gude, a fim de mostrar que o padrão deveria ser dividido em unidades (subdividido).

OBSERVAÇÕES

Poderá causar confusão para o aluno quando for estabelecida a relação entre o macroscópico e o microscópico, ou seja, ao relacionar a massa de corpos ou objetos (em gramas) à massa de partículas individuais (em unidade de massa atômica). Se achar conveniente, o professor poderá fazer estas relações:

- Considere um mol de átomos do elemento químico H, cuja massa molar é 1 g/mol. Nessa massa, existem $6,0 \cdot 10^{23}$ unidades de massa atômica:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ g} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ u} \\ x \text{ ————— } 1 \text{ u} \end{array} \Rightarrow x = \frac{1 \text{ g} \cdot 1 \cancel{\text{u}}}{6,0 \cdot 10^{23} \cancel{\text{u}}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

- Ou seja, a massa em gramas de 1 u é $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

Com esse dado, podemos calcular a massa em gramas de 1 átomo de C-12, cuja massa atômica é 12 u.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ u} \text{ ————— } 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ 12 \text{ u} \text{ ————— } x \end{array} \Rightarrow x = \frac{12 \cancel{\text{u}} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \cancel{\text{u}}} = 20 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Podemos também determinar a massa em 1 mol do C-12:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ átomo de C-12} \text{ ————— } 20 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C-12} \text{ ————— } x \end{array} \Rightarrow x = \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 20 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ átomo de C-12}} = 120 \cdot 10^{-1} \text{ g ou } x = 12 \text{ g}$$

Para os alunos, é difícil perceber a dimensão do Número de Avogadro; por isso, aconselhamos que o professor trabalhe com exemplos do dia a dia, estabelecendo comparações com tamanho, altura, tempo, etc.

A IUPAC recomenda:

- a expressão “número de mol” deve ser substituída por “quantidade de substância” ou “quantidade de matéria”.
- a unidade de medida **mol** permanece sempre no singular:

$$3 \text{ mols} \Rightarrow \underbrace{3 \text{ mol}}_{\text{forma correta}}$$

- o Número de Avogadro é um número puro;
- a Constante de Avogadro tem como unidade mol^{-1} .

Algo a mais

1. Qual é a diferença entre peso e massa?

O texto a seguir pode ser útil para esclarecer a diferença entre massa e peso. Nele também são feitas relações com a Astronomia e a Geografia, tendo como base os diversos pesos de uma mesma massa em diferentes planetas. Nas questões são estabelecidas relações entre a quantidade de matéria, a massa e o peso.

No dia a dia, temos o hábito de usar os termos massa e peso para dizer a mesma coisa. Um exemplo disso é quando vamos ao açougue e pedimos ao atendente que “pese 1 quilo de linguiça”, ou mesmo quando entramos em uma farmácia para nos “pesar”.

Apesar de massa e peso estarem relacionados, seus significados físicos são diferentes.

A massa está relacionada à quantidade de matéria de um corpo, e sua unidade de medida internacional (SI) é o kg. Fisicamente, dizemos que massa é uma medida da inércia de um corpo.

É bom lembrar que no SI a unidade de quantidade de matéria é o mol ($1 \text{ mol de unidades} = 6 \cdot 10^{23} \text{ uni-}$

dades), mas é comum nos referirmos à quantidade de matéria como massa.

A massa de um corpo não varia de lugar para lugar, ou seja, uma pessoa de 60 kg aqui na Terra tem a mesma massa na Lua ou em Júpiter. Já o seu peso pode variar.

2. Peso é uma força

Todos nós, intuitivamente, temos uma noção do que é força. Quando empurramos ou puxamos algo, é muito comum dizermos que estamos “fazendo força”.

Quando abandonamos uma maçã próximo à superfície da Terra, observamos que ela cai; com isso, podemos dizer que a Terra a atraiu.

No século XVII, o físico inglês Isaac Newton (1643–1727) estabeleceu a Lei da Gravitação Universal.

Essa lei estabelece que existe uma força de atração que atua entre dois objetos e que é dependente de suas massas. Quando a massa de um dos corpos é muito grande, como é o caso da Terra ou da Lua, a força de atração sobre o outro corpo é perceptível. Um efeito dessa atração é a queda de

qualquer objeto abandonado próximo à superfície desses astros.

Podemos dizer que o peso de um corpo é a ação da força de atração — chamada força gravitacional — sobre um corpo que apresenta certa massa.

Numericamente, podemos calcular o peso de um corpo multiplicando sua massa pela aceleração da gravidade. A unidade de medida do peso é o newton (N).

Um corpo em queda livre tem velocidade crescente; portanto, dizemos que o corpo está acelerado. Essa aceleração é chamada aceleração da gravidade e seu valor pode variar de planeta para planeta.

Representamos essa aceleração pela letra g .

Agora, vamos calcular e comparar o peso de uma pessoa com massa de 60 kg na superfície da Terra, de Júpiter e de Mercúrio. O quadro abaixo apresenta a aceleração da gravidade nesses planetas.

Planeta	Aceleração da gravidade (m/s ²)
Terra	9,8
Júpiter	22,9
Mercúrio	2,8

P = m · g (Terra) $P = 60 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2$ $P = 588 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$ $P = 588 \text{ N}$	P = m · g (Júpiter) $P = 60 \text{ kg} \cdot 22,9 \text{ m/s}^2$ $P = 1374 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$ $P = 1374 \text{ N}$	P = m · g (Mercúrio) $P = 60 \text{ kg} \cdot 2,8 \text{ m/s}^2$ $P = 168 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$ $P = 168 \text{ N}$
---	--	--

Podemos concluir que o peso, para uma mesma pessoa, pode variar de acordo com a aceleração da gravidade e que, quanto maior for a aceleração, maior será seu peso.

Como na Terra a aceleração gravitacional é praticamente constante em toda a sua extensão, podemos dizer que o peso será proporcional à massa (maior a massa, maior o peso). É possível que isso justifique o emprego comum da palavra peso para se referir à massa.

- a) Faça uma pesquisa sobre os planetas do nosso Sistema Solar e, após copiar o quadro abaixo, preencha-o com o nome dos planetas do mais próximo ao Sol ao mais distante dele e o peso de uma pessoa com massa igual a 60 kg em cada um deles.

Planeta	1	2	3	4	5	6	7	8
Nome								
Aceleração da gravidade (m/s ²)	2,8	8,9	9,8	3,7	22,9	9,1	7,8	11
Peso (N)								

- b) Em qual dos planetas acima a aceleração da gravidade é mais próxima à da Terra?
- Qual é a quantidade de matéria em mol de um pedaço de ferro de 16,8 kg na superfície da Terra? A quantidade de matéria em mol seria a mesma se esse pedaço fosse encontrado em Marte? Justifique. (Fe = 56 u).

Fundamentando seus conhecimentos (p. 492)

1. Alternativa c.

2. Alternativa c.

A massa atômica do elemento químico boro pode ser obtida pelo cálculo da média ponderada entre as massas atômicas de seus isótopos, assim:

$$M(\text{elemento}) = (0,2 \cdot 10) + (0,8 \cdot 11) = 10,8 \text{ u}$$

3. 16 u.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 493)

1. Alternativa d.

2. 18,8 u.

3. Alternativa a.

$$^{35}_{17}\text{Cl} = 75,77\%$$

$$^{37}_{17}\text{Cl} = 100\% - 75,77\% = 24,23\%$$

Assim, o isótopo cloro-37 contribui menos para a massa atômica do cloro.

4. 82,4 u.

5. Alternativa c.

6. Alternativa a.

I. Correta.

II. Correta.

III. Correta; a massa molecular indica quantas vezes uma molécula é mais pesada que o

padrão, ou seja, quantas vezes a molécula é mais pesada que 1/12 da massa do C-12.

7. a) 78 u.

b) 46 u.

c) 342 u.

d) 60 u.

8. $M(\text{fórmula}) = 342 \rightarrow \text{Al}(\text{XO}_4)_3$

A partir das massas atômicas para os átomos dos elementos constituintes da fórmula apresentada, temos válido que:

$$(2 \cdot 27) + 3 \cdot M(\text{X}) + (12 \cdot 16) = 342$$

$$54 + 3 \cdot M(\text{X}) + 192 = 342$$

$$3 \cdot M(\text{X}) = 96$$

$$M(\text{X}) = 32 \text{ u}$$

Logo, a massa atômica do elemento X é igual a 32 u.

Desafiando seus conhecimentos (p. 494)

1. Alternativa a.

2. Alternativa a.

A partir dos dados da figura podemos calcular a massa atômica média ponderada:

$$\text{M.A.} = (0,97 \cdot 20) + (0,01 \cdot 21) + (0,02 \cdot 22) \text{ u.m.a.}$$

$$\text{M.A.} = 20,05 \text{ u.m.a.}$$

3. Alternativa c.

$$\frac{35x + 37y}{100} = 35,5$$

$$x + y = 100 \Rightarrow x = 100 - y$$

$$35 \cdot (100 - y) + 37y = 3550$$

$$3500 - 35y + 37y = 3550$$

$$2y = 3550 - 3500$$

$$y = 25\%$$

$$x = 100 - 25 = 75\%$$

4. Alternativa b.

5. Alternativa d.

6. Alternativa a.

$$\frac{126}{2} = 63$$

EXPLORE SEU MUNDO – CONTAGEM (p. 496)

Os estudantes podem desenvolver várias estratégias de contagem. Em geral, são esperadas técnicas que relacionam duas grandezas:

- contar o número de grãos em um copo, pesar o copo e estabelecer a relação entre a massa e o número de grãos;
- estimar o volume do saco de 5 kg, contar o número de grãos em um recipiente de capacidade conhecida e estabelecer a relação entre capacidade e número de grãos. É interessante confrontar os métodos propostos e a ordem de grandeza dos resultados. Independentemente do método, os estudantes devem reconhecer o fato de que sempre serão obtidos valores aproximados, estimados, mas cuja ordem de grandeza é próxima do número real.



(p. 497)

$$10^6 \text{ ————— } 23 \text{ dias}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ ————— } x$$

$$x = 138 \cdot 10^{17} \text{ dias}$$

Mantendo a mesma velocidade de contagem.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 500)

1. CO_2 .

2. Dióxido de carbono.

3. 44 u.

$$\text{CO}_2 \begin{cases} 1 \text{ C} \rightarrow 1 \cdot 12 \text{ u} \\ 2 \text{ O} \rightarrow 2 \cdot 16 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{cases}$$

4. 44 g/mol.

5. 44 g.

6. 44 g.

7. $7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

8. a) $n = \frac{m}{M} = \frac{560 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol de átomos de Fe}$

b) $n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n \cdot M = 0,50 \text{ mol} \cdot 200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 100 \text{ g de átomos de Hg}$

c) $n = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{20 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol de átomos de Ne}$

9. a) 1 mol de átomos de He ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos
0,25 mol de átomos ——— x

$$x = \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 0,25 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) 1 mol de átomos de Fe ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos
y ——— $3 \cdot 10^{23}$ átomos

$$y = \frac{3 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 1 \text{ mol}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 0,5 \text{ mol de átomos de Fe}$$

c) 1 mol de átomos de Ag ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos
z ——— $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos

$$z = \frac{1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \cdot 1 \text{ mol}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 2 \text{ mol de átomos de Ag}$$

10. a) 1 mol de átomos de He — 4 g ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos
8 g ——— x

$$x = \frac{8 \text{ g} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{4 \text{ g}} = 12 \cdot 10^{23} \text{ de átomos de He}$$

b) 1 mol de átomos de Ca — 40 g ——— $6 \cdot 10^{23}$ átomos
y ——— $3 \cdot 10^{23}$ átomos

$$y = \frac{40 \text{ g} \cdot 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 20 \text{ g de Ca}$$

$$\text{c) } 1 \text{ mol de átomos de Co} \begin{array}{l} \text{--- } 60 \text{ g} \text{ --- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ \text{12 g --- } z \end{array}$$

$$z = \frac{12 \text{ g} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{60 \text{ g}} = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ de átomos de Co}$$

$$\text{d) } 1 \text{ mol de átomos de Hg} \begin{array}{l} \text{--- } 200 \text{ g} \text{ --- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ \text{m --- } 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{array}$$

$$m = \frac{200 \text{ g} \cdot 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 40 \text{ g de Hg}$$

$$\text{11.a) } n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n \cdot M = 3 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$\text{b) } n = \frac{m}{M} = \frac{80 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol de moléculas de CH}_4$$

$$\text{c) } n = \frac{m}{M} = \frac{220 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol de moléculas de CO}_2$$

$$\text{12.a) } 1 \text{ mol de moléculas de CO}_2 \begin{array}{l} \text{--- } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ \text{0,5 mol de moléculas --- } x \end{array}$$

$$x = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3 \cdot 10^{23} \text{ de moléculas de CO}_2$$

$$\text{b) } 1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{SO}_4 \begin{array}{l} \text{--- } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ \text{y --- } 1,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \end{array}$$

$$y = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,3 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{c) } 1 \text{ mol de moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \begin{array}{l} \text{--- } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ \text{z --- } 3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \end{array}$$

$$z = \frac{1 \text{ mol} \cdot 3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}}{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 5 \text{ mol de moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 501)

1. Alternativa c.

2. Alternativa b.

3. Alternativa a.

$$1 \text{ mol de átomos de Pb} \begin{array}{l} \text{--- } 207 \text{ g} \text{ --- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ \text{x --- } 0,207 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{0,207}{207}$$

$$x = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol de átomos}$$

4. Alternativa c.

Calculando inicialmente a massa de carbono presente em 1,5 quilate de diamante, temos:

$$1 \text{ quilate} \text{ --- } 200 \text{ mg}$$

$$1,5 \text{ quilate} \text{ --- } m$$

$$m = 300 \text{ mg}$$

$$m = 0,3 \text{ g de carbono}$$

Assim, o número de átomos de carbono pode ser obtido por:

$$1 \text{ mol de átomos de carbono} \begin{array}{l} \text{--- } 12 \text{ g} \text{ --- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C} \\ \text{0,3 g --- } n \end{array}$$

$$n = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de carbono}$$

5. Alternativa b.

A quantidade recomendada é o dobro de 500 mg por dia, ou seja, 1 000 mg de cálcio por dia, então:

$$1000 \text{ mg} = 1000 \cdot 10^{-3} = 1 \text{ g}$$

$$40 \text{ g de cálcio} \text{ ————— } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

$$1 \text{ g de cálcio} \text{ ————— } n_{\text{Ca}}$$

$$n_{\text{Ca}} = 0,15 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de cálcio}$$

6. Alternativa a.

A partir das informações fornecidas na tabela temos que em 200 mL (um copo) de água de coco há o equivalente a 20 mg de cálcio, logo, o número de átomos de Ca pode ser calculado por:

$$1 \text{ mol de átomos de Ca} \text{ — } 40 \text{ g} \text{ ————— } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

$$20 \cdot 10^{-3} \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 3 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Ca}$$

7. Alternativa b.

Calculando inicialmente a massa de carbono presente no indivíduo, temos válido que:

$$50\,000 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$m \text{ ————— } 18\%$$

$$m = 9\,000 \text{ g}$$

Logo, o número de mol de átomos de C pode ser calculado por:

$$1 \text{ mol de átomos de C} \text{ — } 12 \text{ g} \text{ ————— } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$n \text{ ————— } 9 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$n = 750 \text{ mol}$$

$$n = 7,5 \cdot 10^2 \text{ mol de átomos de C}$$

8. Alternativa c.

$$40\% \text{ m/m}$$

$$40 \text{ g de Hg} \text{ ————— } 100 \text{ g de amálgama}$$

$$x \text{ g de Hg} \text{ ————— } 1,0 \text{ g}$$

$$x = 0,4 \text{ g de Hg}$$

$$200,5 \text{ g de Hg} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,4 \text{ g de Hg} \text{ ————— } y$$

$$y = 1,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

9. 1 mol de moléculas de Cl_2 — 71 g ————— $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$35,5 \cdot 10^{-5} \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{35,5 \cdot 10^{-5} \cdot 6 \cdot 10^{23}}{71}$$

$$x = 3 \cdot 10^{18} \text{ moléculas de } \text{Cl}_2$$

10. Alternativa c.

$$\text{SO}_2 = 64$$

$$1 \text{ mol de moléculas de } \text{SO}_2 \text{ ————— } 64 \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{SO}_2 \text{ ————— } 64 \text{ g}$$

$$1 \text{ molécula de } \text{SO}_2 \text{ ————— } m$$

$$m = 10,67 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cong 1,0 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

11. Alternativa d.

12. Alternativa e.

13. Alternativa c.

Cálculo da massa de SiO_2 no vasilhame:

$$\begin{array}{rcl} 525 \text{ g de vidro} & \text{—————} & 100\% \\ m & \text{—————} & 80\% \\ m & = & 420 \text{ g} \end{array}$$

Cálculo do número de mols de SiO_2 :

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{SiO}_2 & \text{—————} & 60 \text{ g} \\ n_{\text{SiO}_2} & \text{—————} & 420 \text{ g} \\ n_{\text{SiO}_2} & = & 7 \text{ mol} \end{array}$$

14. Alternativa a.

$$\begin{array}{rcl} 90 \text{ kg} = 90\,000 \text{ g} & \text{—————} & 100\% \\ x & \text{—————} & 80\% \\ x & = & 72\,000 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} & \text{—} & 18 \text{ g} & \text{—————} & 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ & & 72\,000 \text{ g} & \text{—————} & y \\ y & = & \frac{72\,000 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{18} \\ y & = & 24 \cdot 10^{26} = 2,4 \cdot 10^{27} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

15. $n = \frac{m}{M} = \frac{0,65 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{162 \text{ g/mol}} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol de moléculas de nicotina}$

16. Calculando inicialmente a massa de glicose presente nos 4 L de sangue, temos válido que:

$$\begin{array}{rcl} 90 \text{ mg de glicose} & \text{—————} & 0,1 \text{ L (100mL)} \\ m & \text{—————} & 4 \text{ L} \\ m & = & 3\,600 \text{ mg de glicose} \\ m & = & 3,6 \text{ g de glicose} \end{array}$$

Logo, o número de moléculas de glicose pode ser calculado por:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & \text{—} & 180 \text{ g} & \text{—————} & 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ & & 3,6 \text{ g} & \text{—————} & n \\ n & = & 1,2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{array}$$

17. Calculando inicialmente a massa de SO_2 (dióxido de enxofre), temos:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{SO}_2 & \text{—————} & 64 \text{ g} \\ 0,2 \text{ mol de } \text{SO}_2 & \text{—————} & m \\ m & = & 12,8 \text{ g de dióxido de enxofre} \end{array}$$

Analogamente, para o cálculo da massa de monóxido de carbono:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de moléculas de } \text{CO} & \text{—} & 28 \text{ g} & \text{—————} & 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO} \\ x & \text{—————} & 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO} \\ x & = & 14 \text{ g de } \text{CO} \end{array}$$

A massa total dos gases emitidos corresponde a: $12,8 \text{ g} + 14 \text{ g} = 26,8 \text{ g}$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 503)

1. Alternativa a.

Cálculo do número de mol de elementos presentes na amostra:

$$\text{Magnésio (Mg): } n = \frac{m}{M} = \frac{36 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$\text{Potássio (K): } n = \frac{m}{M} = \frac{39 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,0 \text{ mol}$$

$$\text{Cálcio (Ca): } n = \frac{m}{M} = \frac{48 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,2 \text{ mol}$$

$$\underbrace{1,0 \text{ mol}}_{\text{K}} < \underbrace{1,2 \text{ mol}}_{\text{Ca}} < \underbrace{1,5 \text{ mol}}_{\text{Mg}}$$

2. Alternativa d.

$$6,0 \cdot 10^{23} \text{ íons Na}^+ \text{ — } 23 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 1,7 \text{ g}$$

$$x = 0,443478 \cdot 10^{23} \text{ íons Na}^+$$

$$x \cong 4,4 \cdot 10^{22} \text{ íons Na}^+$$

3. Alternativa a.

4. Alternativa a.

$$\text{Au} = 3,0 \text{ g } 75\% = 2,25 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de Au — } 197 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 2,25 \text{ g}$$

$$x = 0,01 \text{ mol}$$

5. Alternativa e.

$$100 \text{ bilhões de átomos de hidrogênio} = 10^{11} \text{ prótons}$$

$$1 \text{ mol átomos H — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ prótons}$$

$$n_{\text{mol}} \text{ átomos H — } 10^{11} \text{ prótons}$$

$$n_{\text{mol}} \text{ átomos H} = 1,66 \cdot 10^{-13} \text{ mol}$$

6. Alternativa b.

7. Alternativa e.

Medalha de ouro:

$$m_{\text{prata}} = \frac{1,2}{100} \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de prata — } 108 \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} \text{ — } \frac{1,2}{100} \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} = 6,66 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

$$m_{\text{ouro}} = \frac{98,8}{100} \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de ouro — } 197 \text{ g}$$

$$n_{\text{Au}} \text{ — } \frac{98,8}{100} \text{ g}$$

$$n_{\text{Au}} = 300 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

$$n_{\text{total}} = 306,66 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

Medalha de prata:

$$m_{\text{prata}} = \frac{100}{100} \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de prata — } 108 \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} \text{ — } \frac{100}{100} \text{ g}$$

$$n_{\text{Ag}} = 555 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

Medalha de bronze:

$$m_{\text{cobre}} = \frac{95}{100} \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de cobre — } 63,5 \text{ g}$$

$$n_{\text{Cu}} \text{ — } \frac{95}{100} \text{ g}$$

$$n_{\text{Cu}} = 897,6 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

$$m_{\text{zinco}} = \frac{5}{100} \text{ g}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de zinco — } 65,4 \text{ g}$$

$$n_{\text{Zn}} \text{ — } \frac{5}{100} \text{ g}$$

$$n_{\text{Zn}} = 45,87 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

$$n_{\text{total}} = 943,47 \cdot 10^{19} \text{ átomos}$$

$$\underbrace{306,66 \cdot 10^{19} \cdot m \text{ átomos}}_{\text{Ouro}} <$$

$$< \underbrace{555 \cdot 10^{19} \cdot m \text{ átomos}}_{\text{Prata}} <$$

$$< \underbrace{943,47 \cdot 10^{19} \cdot m \text{ átomos}}_{\text{Bronze}}$$

8. Alternativa a.

Calculando inicialmente a massa de um grão de milho temos válido que:

$$m = \frac{62,5}{125} = 0,5 \text{ g (cada grão de milho)}$$

Logo, a massa de ferro presente nele pode ser calculada por:

$$56 \text{ mg de Fe — } 1 \text{ 000 g de milho (1 kg)}$$

$$x \text{ — } 0,5 \text{ g}$$

$$x = 28 \cdot 10^{-3} \text{ mg} = 28 \cdot 10^{-6} \text{ g}$$

Logo, o número de átomos de Fe pode ser obtido por:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de átomos de Fe} & \text{--- } 56 \text{ g} & \text{--- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe} \\ & 28 \cdot 10^{-6} \text{ g} & \text{--- } y \\ & y = 3 \cdot 10^{17} & \text{átomos de Fe} \end{array}$$

9. Alternativa b.

10. Alternativa c.

Fluoreto de sódio (NaF):

Cada 1 mL contém 0,05 mg/mL;

Conteúdo do frasco 150 mL.

Se cada frasco contém: 7,5 mg de NaF, em 3 frascos temos: 22,5 mg

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de NaF} & \text{--- } 42 \text{ g} & \\ x & \text{--- } 22,5 \cdot 10^{-3} \text{ g} & \\ x = 55 \cdot 10^{-5} & \text{mol} & \end{array}$$

11. Alternativa a.

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de moléculas de } C_{19}H_{38}O & \text{--- } 282 \text{ g} & \text{--- } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_{19}H_{38}O \\ & 1 \cdot 10^{-12} \text{ g} & \text{--- } x \\ x = 2,1 \cdot 10^9 & \text{moléculas} & \end{array}$$

12. Alternativa a.

13. Alternativa a.

$$\left. \begin{array}{l} C_2H_4 = 28 \\ CO = 28 \\ N_2 = 28 \end{array} \right\} n_{C_2H_4} = n_{CO} = n_{N_2} = \frac{m}{M} = \frac{1 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cong 0,036 \text{ mol}$$

14. Alternativa b.

15. 1 dia --- 8 000 UI

7 dias --- x

$$x = 56 \text{ 000 UI}$$

40 UI --- 1 μg --- 10^{-6} g

56 000 UI --- x

$$x = \frac{56 \text{ 000} \cdot 10^{-6}}{40}$$

$$x = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

1 mol de moléculas de colestiferol --- 385 g --- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas

$1,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ --- x

$$x = \frac{1,4 \cdot 10^{-3} \cdot 6 \cdot 10^{23}}{385}$$

$$x = 2,1 \cdot 10^{18} \text{ moléculas}$$

16. Alternativa d

1 mol de moléculas de CO --- 28 g --- $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO

$4,6 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ --- x

$$x = 1 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de CO (aproximadamente)}$$

17. A massa total do composto ingerido após 24 horas pode ser calculada por:

$$\text{Número de ingestões} = \frac{24}{8} = 3$$

$$m(\text{total}) = 3 \cdot 540 \text{ mg} = 1\,620 \text{ mg} = 1,62 \text{ g}$$

Logo, o número total de moléculas ingeridas pode ser obtido por:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de moléculas de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 &\text{ — } 180 \text{ g} && 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \\ 1,62 \text{ g} &\text{ — } n \\ n &= 5,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 18. 1 \text{ mol de moléculas de ureia} &\text{ — } 60 \text{ g} && 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de ureia} \\ m &\text{ — } 2,4 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de ureia} \\ m &= 24 \text{ g de ureia} \end{aligned}$$

19. Alternativa e.

Calculando inicialmente o número de unidades de SiO_2 presente no copo, temos válido que:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de unidade de } \text{SiO}_2 &\text{ — } 60 \text{ g} && 6 \cdot 10^{23} \text{ unidades de } \text{SiO}_2 \\ 180 \text{ g} &\text{ — } x \\ x &= 18 \cdot 10^{23} \text{ unidades de } \text{SiO}_2 \end{aligned}$$

O número de unidades retiradas por dia é: $N = 100 \cdot 8 = 800 \text{ unidades/dia}$.

Logo, o número de dias para retirar todas as unidades pode ser calculado por:

$$\begin{aligned} 800 \text{ unidades de } \text{SiO}_2 &\text{ — } 1 \text{ dia} \\ 18 \cdot 10^{23} \text{ unidades de } \text{SiO}_2 &\text{ — } d \\ d &= 2,25 \cdot 10^{21} \text{ dias} \end{aligned}$$

20. 72 milhões de átomos.

Calculando inicialmente o número de moléculas de açúcar consumidas pelo total de formigas, temos:

$$\begin{aligned} 1 \text{ formiga} &\text{ — } 1500 \text{ moléculas de açúcar} \\ 2\,000 \text{ formigas} &\text{ — } x \\ x &= 3 \cdot 10^6 \text{ moléculas de açúcar} \end{aligned}$$

Cada molécula de açúcar é formada por 24 átomos (6 C + 12 H + 6 O). Assim, o número total de átomos ingeridos pelas formigas pode ser obtido por:

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula de açúcar} &\text{ — } 24 \text{ átomos} \\ 3 \cdot 10^6 \text{ moléculas de açúcar} &\text{ — } n \\ n &= 72 \cdot 10^6 \text{ átomos} \\ n &= 72 \text{ milhões de átomos} \end{aligned}$$

21. Alternativa e.

Cálculo do volume do cubo:

$$V_{\text{cubo}} = \ell^3 = (3 \text{ cm})^3 = 27 \text{ cm}^3$$

$$d_{\text{água}} = 1 \text{ g/cm}^3$$

$$1 \text{ g (água)} \text{ — } 1 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{água}} \text{ — } 27 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{água}} = 27 \text{ g}$$

$$18 \text{ g} \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de água}$$

$$27 \text{ g} \text{ — } n_{\text{moléculas de água}}$$

$$n_{\text{moléculas de água}} = 9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de água}$$

22. Alternativa c.

Cálculo do volume da grafita:

$$\text{Diâmetro} = 2 \text{ mm de espessura} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ m} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ cm}$$

$$\text{Raio} = 1 \text{ mm de espessura} = 10^{-1} \text{ m}$$

$$\text{Altura} = 15 \text{ cm}$$

$$V_{\text{cilindro}} = \pi \cdot r^2 \cdot h$$

$$V_{\text{cilindro}} = \pi \cdot (10^{-1})^2 \cdot 15$$

$$V_{\text{cilindro}} = 0,471 \text{ cm}^3$$

$$d_{\text{grafita}} = 2,2 \text{ g/cm}^3 \rightarrow m_{\text{grafita}} = 1,0362 \text{ g}$$

$$12 \text{ g de grafita} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$1,0362 \text{ g de grafita} \longrightarrow x$$

$$x = 5,18 \cdot 10^{22} \text{ átomos de carbono}$$

23. Alternativa d.

24. Alternativa b.

$$MA = \% \cdot MA_1 + (1 - \%) \cdot MA_2$$

$$79,9 = \% \cdot 79 + (1 - \%) \cdot 81$$

$$79,9 = 79\% + 81 - 81\%$$

$$2\% = 1,1$$

$$\% = 0,55 = 55\% \text{ de } ^{79}\text{Br}$$

$$100\% - 55\% = 45\% \text{ de } ^{80}\text{Br}$$

25. Alternativa c.

$$a_n = a_1 + (n - 1) \cdot r \quad (\text{progressão aritmética})$$

$$a_{\frac{(2008 - 2020)}{12 \text{ anos}}} = 800\,000 + (12 - 1) \cdot 50\,000$$

$$\frac{(2008 - 2020)}{12 \text{ anos}}$$

$$a = 1\,350\,000 \text{ veículos}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 1\,350\,000 \cdot 160 \text{ g} \cdot 10\,000$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1\,350\,000 \cdot 160 \text{ g} \cdot 10\,000}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,9 \cdot 10^{10} \text{ mol} \cong 5 \cdot 10^{10} \text{ mol}$$

26. Alternativa b.

Tem-se 2,0% em massa de fósforo, o que equivale a $1,2 \cdot 10^{15}$ átomos desse elemento químico.

$$6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P} \longrightarrow 31 \text{ g}$$

$$1,2 \cdot 10^{15} \text{ átomos de P} \longrightarrow m_p$$

$$m_p = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ g}$$

$$6,2 \cdot 10^{-8} \text{ g} \longrightarrow 2,0\%$$

$$m \longrightarrow 100\%$$

$$m = 3,1 \cdot 10^{-6} \text{ g}$$

$$m = 3,1 \cdot 10^{-9} \text{ kg}$$

$$E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

$$E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} (3,1 \cdot 10^{-9} \text{ kg}) \cdot (0,1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})^2$$

$$E_{\text{cinética}} = 1,55 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

27. Alternativa e.

De acordo com a figura 2, a bolinha afunda no tolueno e flutua no ácido acético, o que significa que a densidade da bolinha é maior que a do tolueno e menor que a densidade do ácido acético.

O ácido acético (etanoico) é mais denso do que o tolueno.

$$d_{\text{acético}} = \frac{m}{V_{\text{acético}}}$$

$$d_{\text{tolueno}} = \frac{m}{V_{\text{tolueno}}}$$

$$d_{\text{acético}} > d_{\text{tolueno}} \rightarrow V_{\text{acético}} < V_{\text{tolueno}}$$

Como V_B é menor do que V_A , conclui-se que o ácido acético está no frasco B.

$$d_{\text{acético}} = \frac{m}{V_{\text{acético}}} \Rightarrow m = d_{\text{acético}} \cdot V_{\text{etanoico}}$$

$$d_{\text{tolueno}} = \frac{m}{V_{\text{tolueno}}} \Rightarrow m = d_{\text{tolueno}} \cdot V_{\text{tolueno}}$$

$$n = \frac{m}{M}; M_{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 60 \text{ g/mol}; M_{\text{C}_7\text{H}_8} = 92 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{acético}} = \frac{m}{60} \\ n_{\text{tolueno}} = \frac{m}{92} \end{array} \right\} (m = m) \frac{m}{92} < \frac{m}{60} \Rightarrow n_{\text{tolueno}} < n_{\text{acético}}$$

Conclusão: $N_A < N_B$.

28. Alternativa a.

Ácido acetilsalicílico

$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 180 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = \frac{10}{180} \cong 0,056 \text{ mol}$$

$$n_{\text{átomos de oxigênio}} = 0,056 \cdot 4 = 0,224 \text{ mol}$$

$$m_{\text{oxigênio}} = 0,224 \cdot 16 = 3,584 \text{ g}$$

Paracetamol

$\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N} = 151 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}} = \frac{10}{151} = 0,066 \text{ mol}$$

$$n_{\text{átomos de oxigênio}} = 0,066 \cdot 2 = 0,132 \text{ mol}$$

$$m_{\text{oxigênio}} = 0,132 \cdot 16 = 2,112 \text{ g}$$

Dipirona sódica

$\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{O}_4\text{N}_3\text{SNa} = 333 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{O}_4\text{N}_3\text{SNa}} = \frac{10}{333} = 0,030 \text{ mol}$$

$$n_{\text{átomos de oxigênio}} = 0,030 \cdot 4 = 0,120 \text{ mol}$$

$$m_{\text{oxigênio}} = 0,120 \cdot 16 = 1,92 \text{ g}$$

29. Alternativa c.

TiO_2 massa molar $80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$d = 4,0 \text{ g/cm}^3$

1 mol de TiO_2 — 80 g — $6,0 \cdot 10^{23}$ fórmulas TiO_2 — $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos Ti
x ————— $6,0 \cdot 10^{20}$ átomos Ti

$$x = \frac{80 \text{ g} \cdot \cancel{6,0} \cdot 10^{20} \text{ átomos}}{\cancel{6,0} \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 0,080 \text{ g de } \text{TiO}_2$$

1 cm^3 — 4,0 g de TiO_2
x — 0,080 g de TiO_2
x = 0,02 cm^3

$$A = 50 \text{ cm} \cdot 100 \text{ cm} = 5000 \text{ cm}^2$$

$$V = A \cdot h$$

$$h = \frac{V}{A} = \frac{0,02 \text{ cm}^3}{5000 \text{ cm}^2} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \text{ cm}^3}{5 \cdot 10^3 \text{ cm}^2} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ cm}$$

1 nm — 10^{-9} m — 10^{-7} cm
x ————— $4 \cdot 10^{-6} \text{ cm}$
x = 40 nm

Unidade 9 – Gases

Sugerimos, para facilitar a abordagem do estudo dos gases, que o professor faça uma descrição da Teoria Cinética dos Gases e uma revisão das características de estado de um gás e das unidades de medida mais comumente utilizadas.

Objetivos da unidade

- Relacionar o comportamento de um gás ideal com variáveis de pressão, volume, temperatura, densidade e quantidade de matéria;
- associar a cada um dos componentes de uma mistura gasosa uma pressão e um volume parcial.

Ideias iniciais

Sugere-se que o professor utilize o texto de abertura da unidade para discutir com os alunos a diferença entre cabines pressurizadas e não pressurizadas, perguntando a eles em qual das situações a cabine é pressurizada. A resposta correta é no avião comercial, e em virtude desse fato o piloto não precisa utilizar máscara de oxigênio. No caso do piloto de caça, deve-se utilizar a máscara de oxigênio por causa da não pressurização da cabine do piloto.

Pode-se então fazer um gancho com o boxe referente à despressurização das cabines em possíveis acidentes aéreos e às normas de segurança em voos, informações que serão vistas mais adiante no capítulo (p. 515).

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para a ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos. Endereços eletrônicos acessados em: 7 maio 2018.

- A importância do oxigênio dissolvido em ecossistemas aquáticos (o oxigênio dissolvido como agente oxidante, os fatores que afetam sua solubilidade, o balanço de oxigênio dissolvido nos sistemas aquáticos e suas variações com a profundidade da coluna de água) – *Química Nova na Escola*, n. 22, p. 10: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc22/a02.pdf>>.
- *Molecules in Motion* (aplicativo on-line em Java, que mostra o comportamento microscópico de duas amostras gasosas que podem ser misturadas. Simula diferentes massas atômicas, temperaturas e pressões; em inglês): <<http://chemconnections.org/Java/molecules/>>.

- *Physical Chemistry Animation Index* (lista de páginas da web que contêm variadas animações e simuladores cobrindo temas muito diversos dentro do assunto gases e termodinâmica; em inglês): <<http://mutuslab.cs.uwindsor.ca/schurko/animations/>>.
- Relação entre ciência e esporte: <<http://super.abril.com.br/esporte/fisiologia-esforco-biomecanica-psicologia-ciencia-constroi-atletas-439787.shtml>>.

Capítulo 30 Gases e suas transformações

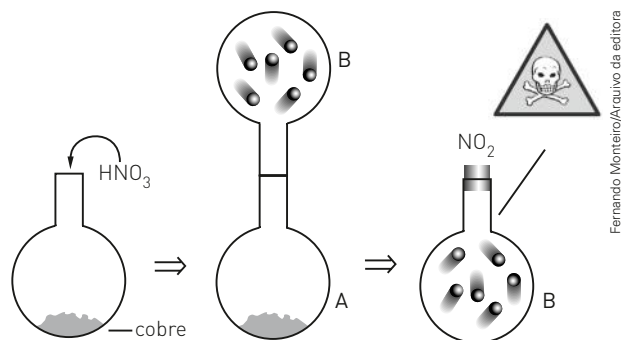
Objetivos do capítulo

- Descrever as características gerais dos gases;
- conhecer as variáveis de estado de um gás e relacionar as unidades utilizadas em seu estudo;
- classificar uma mudança gasosa em isotérmica, isobárica ou isocórica;
- relacionar as variações de pressão e volume de um gás mantido a temperatura constante;
- relacionar as variações de volume e temperatura de um gás mantido a pressão constante;
- relacionar as variações de temperatura e pressão de um gás mantido a volume constante;
- entender as relações entre P, V e T, quando todas essas variáveis sofrem alteração.

Sugestões de abordagem

A maioria das pessoas pensa que todos os gases são incolores, por isso seria conveniente mencionar o Cl_2 (g) e o NO_2 (g). Para mostrar que o NO_2 (g) não é incolor, que os gases ocupam todo o volume do recipiente no qual estão contidos e que sempre formam misturas homogêneas, pode-se realizar o experimento a seguir.

Utilizando dois balões de vidro, uma amostra de cobre e HNO_3 concentrado, fazer o seguinte experimento:



// Representação esquemática fora de escala.

Um dos gases formados na reação é o NO_2 , de cor castanha, que foi recolhido no frasco B e que se

difunde pelo ar. Com o passar do tempo, porém, o NO_2 se transforma no N_2O_4 , que é incolor.

OBSERVAÇÃO

Esse experimento deve ser feito em uma capela ou em um lugar **bem ventilado**.

As transformações gasosas podem ser apresentadas com o auxílio de uma seringa ou com os exemplos do texto.

Acreditamos que este é um bom momento para trabalhar com gráficos e tabelas; por esse motivo, as transformações estão esquematizadas para que os alunos possam perceber a construção de gráficos a partir do estudo das variáveis de estado.

Algo a mais

Diferença entre um gás real e um gás ideal ou gás perfeito

As leis de Boyle e de Charles e Gay-Lussac, na prática, não são observadas com exatidão, são apenas aproximadas. Consequentemente, as equações também são apenas aproximadas.

Gás ideal ou gás perfeito é um gás teórico que seguiria as leis de Boyle e de Charles e Gay-Lussac com exatidão matemática.

Verifica-se experimentalmente que o gás real se aproxima tanto mais do gás ideal ou perfeito quanto menor for a pressão e quanto maior for a temperatura.

Nas mesmas condições de P e T, alguns gases se aproximam mais do gás ideal e outros, menos. Assim, nas mesmas P e T, o hidrogênio aproxima-se mais do gás ideal do que o dióxido de carbono. Desse modo, em uma transformação isotérmica, para os mesmos valores de P e V, o produto PV para o hidrogênio está mais próximo de uma constante do que o produto PV para o dióxido de carbono.

Nas mesmas condições experimentais, quanto menores forem as atrações intermoleculares, mais o gás se aproximará do gás ideal.

No gás ideal ou gás perfeito (modelo teórico), as atrações intermoleculares são nulas.



(p. 511)

Principalmente em razão do grande afastamento entre as partículas no estado gasoso.



(p. 515)

- O fato de a cabine do avião ser pressurizada significa que ela é mantida em uma pressão superior à pressão externa e adequada para a manutenção do bem-estar das pessoas durante o voo.
- Porque, com a possibilidade de despressurização da cabine, a pessoa pode desmaiar e não conseguir assim ajudar a criança.
- A pessoa desmaiaria, não podendo realizar mais nenhuma atividade para auxiliar a criança que a acompanha.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 518)

1. Alternativa a.

- I. Verdadeira: os gases sempre ocupam todo o volume do recipiente disponível.
- II. Falsa: o movimento das partículas é contínuo e desordenado.
- III. Falsa: nos gases as partículas ficam muito afastadas.

2. Na situação I. A força exercida é a mesma, referente ao peso da mulher. No entanto, na primeira situação, a área de contato é menor (o salto do sapato é mais fino) e, dessa forma, a pressão é maior.

3. a) No frasco A, pois o número de partículas gasosas é o mesmo nos dois recipientes, mas no primeiro o volume (espaço) é menor, o que faz a frequência de colisões ser maior.

b) No frasco A, pois nele a frequência de colisão é maior e a pressão do gás está diretamente relacionada com a frequência de colisões.

4. Alternativa a.

5. a) A pressão dentro do canudo diminui e fica menor que a pressão atmosférica. Com isso, o líquido é empurrado e sobe pelo canudo.

b) A pressão atmosférica empurra o líquido, já que ela é maior que a pressão dentro do canudo.

c) Foi empurrado.

6. a) Pipeta (maior precisão).

b) Termômetro.

c) Medidor de pH.

d) Manômetro.

e) Régua simples.

f) Picnômetro para sólidos.

$$\begin{array}{l} 7. \text{ a) } 1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg} \\ \quad \quad \quad \times \text{ ————— } 1520 \text{ mmHg} \\ \quad \quad \quad x = 2 \text{ atm} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{b) } 1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg} \\ \quad 0,5 \text{ atm} \text{ ————— } x \\ \quad \quad \quad x = 360 \text{ mmHg} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{c) } 1 \text{ atm} \text{ ————— } 100 \text{ kPa} \\ \quad 1,5 \text{ atm} \text{ ————— } x \\ \quad \quad \quad x = 150 \text{ kPa} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{d) } 1 \text{ atm} \text{ ————— } 1 \text{ bar} \\ \quad \quad \quad \times \text{ ————— } 4 \text{ bar} \\ \quad \quad \quad x = 4 \text{ atm} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{e) } 760 \text{ mmHg} \text{ ————— } 1 \text{ bar} \\ \quad \quad \quad \times \text{ ————— } 0,2 \text{ bar} \\ \quad \quad \quad x = 152 \text{ mmHg} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{f) } 100 \text{ kPa} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg} \\ \quad \quad \quad \times \text{ ————— } 152 \text{ mmHg} \\ \quad \quad \quad x = 20 \text{ kPa} \end{array}$$

8. Alternativa e.

$$P_1 = \frac{1}{4} \text{ atm} \cdot 760 \text{ mmHg} = 190 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 0,75 \text{ atm} \cdot 760 \text{ mmHg} = 570 \text{ mmHg}$$

$$P_3 = 0,5 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 380 \text{ mmHg}$$

9. a) $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$

$$\begin{array}{l} \text{b) } 1 \text{ L} \text{ ————— } 1000 \text{ mL} \\ \quad \quad \quad \times \text{ ————— } 100 \text{ mL} \end{array}$$

$$x = \frac{100 \text{ mL} \cdot 1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,1 \text{ L}$$

$$\begin{array}{l} \text{c) } 1 \text{ L} \text{ ————— } 1\,000 \text{ cm}^3 \\ \quad x \text{ ————— } 200 \text{ cm}^3 \\ x = \frac{200 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L}}{1\,000 \text{ cm}^3} = 0,2 \text{ L} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{d) } 1\,000 \text{ L} \text{ ————— } 1 \text{ m}^3 \\ \quad x \text{ ————— } 3,0 \text{ m}^3 \\ x = \frac{3,0 \text{ m}^3 \cdot 1\,000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 3\,000 \text{ L} \end{array}$$

10. $500 \text{ cm}^3 < 1\,000 \text{ mL} < 10 \text{ dm}^3 < 100 \text{ L} < 1 \text{ m}^3$
 100 L
 $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L}$
 $1\,000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$
 $500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ L}$
 $10 \text{ dm}^3 = 10 \text{ L}$

$$\begin{array}{l} \text{11. } V_1 = 5 \text{ m}^3 = 5\,000 \text{ L} \\ V_2 = 2 \text{ dm}^3 = 2 \text{ L} \\ V_3 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} \\ V_4 = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ L} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{12. a) } T_K = T_{^\circ\text{C}} + 273 \\ \quad \quad T_K = 27 + 273 = 300 \text{ K} \\ \text{b) } T_K = T_{^\circ\text{C}} + 273 \\ \quad \quad 500 = T_{^\circ\text{C}} + 273 \Rightarrow T_{^\circ\text{C}} = 227 \text{ }^\circ\text{C} \\ \text{c) } T_K = T_{^\circ\text{C}} + 273 \\ \quad \quad T_K = 127 + 273 = 400 \text{ K} \\ \text{d) } T_K = T_{^\circ\text{C}} + 273 \\ \quad \quad T_K = -73 + 273 = 200 \text{ K} \end{array}$$

13. Alternativa a.

14. Alternativa b.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 519)

1. Alternativa e.

I. Verdadeira: nos gases as partículas ficam muito afastadas.

II. Falsa: o movimento das partículas é retilíneo e desordenado, as partículas chocam-se entre si e com as paredes do recipiente.

III. Verdadeira: as partículas gasosas sempre ocupam todo o volume do recipiente que as contém (os gases não têm volume próprio).

IV. Verdadeira: a energia cinética média das moléculas é diretamente proporcional à temperatura.

2. Alternativa e.

Se não ocorrer o equilíbrio na pressão, a pressão atmosférica será maior que a pressão no cilindro

que contém a tinta e isso impedirá que a tinta saia pela ação da gravidade.

3. Alternativa c.

$$P_{\text{gás}} = P_{\text{atm}} - P$$

$$P_{\text{gás}} = 760 - 20 = 740 \text{ mmHg}$$

4. a) Com o aumento da altitude temos uma diminuição da pressão atmosférica.

b) João Pessoa – Paraíba; pressão atmosférica = 1 atm

$$\begin{array}{l} \text{c) } 1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg} \\ \quad 0,8 \text{ atm} \text{ ————— } x \\ \quad x = 608 \text{ mmHg} \end{array}$$

5. Alternativa a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 520)

1. Alternativa b.

I. Correta; a água (vapor ou em qualquer estado físico) é constituída por moléculas.

II. Correta; no estado de vapor as moléculas ficam muito afastadas umas das outras.

III. Incorreta; como se trata de um gás real, considera-se a existência das interações intermoleculares, ainda que sejam muito fracas.

IV. Correta; movimento aleatório e retilíneo das moléculas, chocando-se entre si e com as paredes do recipiente.

2. Alternativa d.

O ar é uma mistura homogênea de vários gases reais que interagem entre si por interações intermoleculares, ao contrário do modelo dos gases ideais, no qual essas interações são desprezadas.

Em dias frios, a energia cinética média das moléculas é menor e, dessa forma, o gás se desloca em uma velocidade menor, reduzindo a velocidade de rotação do hidrômetro.

3. $V = 7 \text{ L}$ e $P = 1 \text{ atm}$.

4. (II) 760 mmHg;

(III) 860 mmHg;

(IV) 700 mmHg.

5. a) Não; já que os dois botijões têm a mesma pressão (mesma quantidade de gás) e a altura das colunas são diferentes, a pressão atmosférica é diferente nos dois locais.

b) No experimento I. Em ambas as situações a pressão do cilindro é maior que a pressão atmosférica (pois a altura na coluna do lado do cilindro é menor que a do lado aberto). Quanto maior a diferença de altura, menor a pressão atmosférica em relação à pressão do cilindro.

c) Em I:

$$P_{\text{gás}} = P_{\text{atm}} + 30$$

$$P_{\text{gás}} = 760 + 30 = 790 \text{ mmHg}$$

Em II:

$$P_{\text{gás}} = P_{\text{atm}} + 60$$

$$790 = P_{\text{atm}} + 60$$

$$P_{\text{atm}} = 730 \text{ mmHg}$$

6. Alternativa c.

O surgimento de animais gigantes pode ser explicado pelo aumento de concentração de oxigênio atmosférico, o que possibilitou uma maior absorção de oxigênio por esses animais.

7. a) retilíneo; aleatório; maiores; interações; pressão.

b) X: Cl_2 a 100 K; Y: Cl_2 a 1 000 K; Z: H_2 a 100 K.

$$E_c = \frac{mv^2}{2} \text{ e } \frac{E_{c1}}{E_{c2}} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\text{Logo: } \frac{T_1}{T_2} = \frac{m_1 \cdot v_1^2}{m_2 \cdot v_2^2}$$

$$\frac{T_{\text{H}_2}}{T_{\text{Cl}_2}} = \frac{m_{\text{H}_2} \cdot v_{\text{H}_2}^2}{m_{\text{Cl}_2} \cdot v_{\text{Cl}_2}^2}$$

Quando $T_{\text{Cl}_2} = 100 \text{ K}$:

$$\frac{100}{100} = \frac{2 \cdot v_{\text{H}_2}^2}{71 \cdot v_{\text{Cl}_2}^2} \Rightarrow \frac{v_{\text{H}_2}}{v_{\text{Cl}_2}} = \sqrt{\frac{71}{2}}$$

A velocidade média das moléculas de H_2 a 100 K é maior que a das moléculas de Cl_2 a 100 K.

Quando $T_{\text{Cl}_2} = 1 000 \text{ K}$:

$$\frac{100}{1000} = \frac{2 \cdot v_{\text{H}_2}^2}{71 \cdot v_{\text{Cl}_2}^2} \Rightarrow \frac{v_{\text{H}_2}}{v_{\text{Cl}_2}} = \sqrt{\frac{71}{20}}$$

A velocidade média das moléculas de H_2 a 100 K é maior que a das moléculas de Cl_2 a 1 000 K.

A velocidade média das moléculas de Cl_2 a 1 000 K é maior que a das moléculas de Cl_2 a 100 K (quanto maior a temperatura, maior a velocidade das moléculas).

Assim, tem-se:

$$v_{\text{Cl}_2} (100 \text{ K}) < v_{\text{Cl}_2} (1 000 \text{ K}) < v_{\text{H}_2} (100 \text{ K})$$

Cl_2 a 100 K = curva X

Cl_2 a 1 000 K = curva Y

H_2 a 100 K = curva Z

8. Alternativa b.

Para uma mesma temperatura, vale: $E_c = \frac{mv^2}{2}$.

Como as moléculas se encontram à mesma temperatura, apresentam a mesma energia cinética. Quanto maior for a massa da molécula, menor será sua velocidade.

$\text{H}_2 = 2 \text{ u}$; $\text{He} = 4 \text{ u}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$; $\text{N}_2 = 28 \text{ u}$; $\text{O}_2 = 32 \text{ u}$.

Assim: $v_{\text{O}_2} < v_{\text{N}_2} < v_{\text{H}_2\text{O}} < v_{\text{He}} < v_{\text{H}_2}$.

9. Alternativa b.

A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que na sua altitude (1 700 m) o ar é mais rarefeito, e consequentemente sua resistência é menor.

Acompanhe e oriente com cuidado o debate, pois o tema envolve aspectos delicados, como obesidade e alcoolismo, e pode haver casos na turma. O estudo mencionado apontou também a forte relação entre uso de anticoncepcionais pelas jovens e hipertensão. Se julgar conveniente, apresente mais esse dado. Para ter acesso a mais informações sobre o estudo, você poderá visitar o seguinte endereço: <[http://veja.abril.com.br/noticia/saude/estudo-identifica-os-principais-habitos-na-adolescencia-que-](http://veja.abril.com.br/noticia/saude/estudo-identifica-os-principais-habitos-na-adolescencia-que-provocam-hipertensao-na-vida-adulta)

provocam-hipertensao-na-vida-adulta>. Acesso em: 8 maio 2018.

1. $1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg}$

$P \text{ ————— } 180 \text{ mmHg}$

$P = 0,23 \text{ atm}$

2. Alternativa c.

3. Discussão a ser conduzida pelo professor em sala de aula.



(p. 526)

A resposta é não, pois a pressão da coluna de água seria tamanha sobre o corpo do mergulhador que acabaria por causar um colapso da estrutura pulmonar.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 529)

1. I. Balão C; como ocorre uma diminuição da pressão, o volume do gás aumenta.
II. Balão B; considerando que a sala e o quarto possuem a mesma pressão atmosférica, o volume do gás permanecerá o mesmo.
III. Balão A; com o aumento da pressão, o volume do gás diminui.

2. I. $10 \text{ m} \text{ ————— } 1 \text{ atm}$
 $40 \text{ m} \text{ ————— } x$
 $x = 4 \text{ atm}$
 $P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{atm}} = 4 + 1 = 5 \text{ atm}$

II. Estando o mergulhador inicialmente em um local onde a pressão atmosférica P_1 era de 1 atm:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot 4 = 5 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{4}{5} = 0,8 \text{ L de ar}$$

3. Alternativa c.

4. Alternativa b.

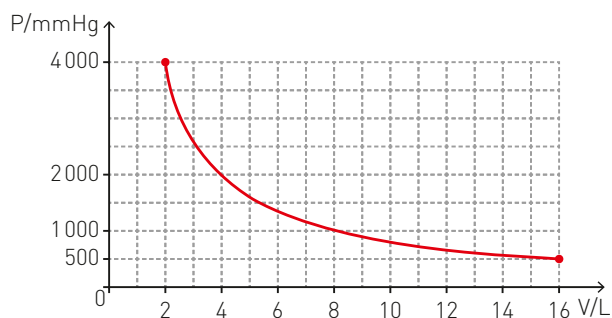
5. Alternativa d.

6.a)

Pressão (mmHg)	Volume (L)
500	16
1 000	8
2 000	4
4 000	2

b) $P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$
 $1\,000 \cdot 8 = 800 \cdot V_f$
 $V_f = 10 \text{ L}$

c)



Banco de imagens/Arquivo da editora

7. Alternativa b.

O gráfico pressão $\times$ volume que representa uma transformação isotérmica de uma quantidade fixa de um gás perfeito deve ser uma hipérbole.

8. Alternativa b.
 $P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$
 $5 \cdot 800 = P_f \cdot 4\,000$
 $P_f = 1 \text{ atm}$

9. 10 atm.

10. a) $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
 $150 \cdot 60 = 1 \cdot V_2$
 $V_2 = 9\,000 \text{ L}$
 b) $8 \text{ L} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1 \text{ min}$
 $9\,000 \text{ L} \xrightarrow{\quad\quad\quad} t$
 $t = 1\,125 \text{ min}$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 531)

1. Alternativa b.

2. Alternativa d.

3. Alternativa d.

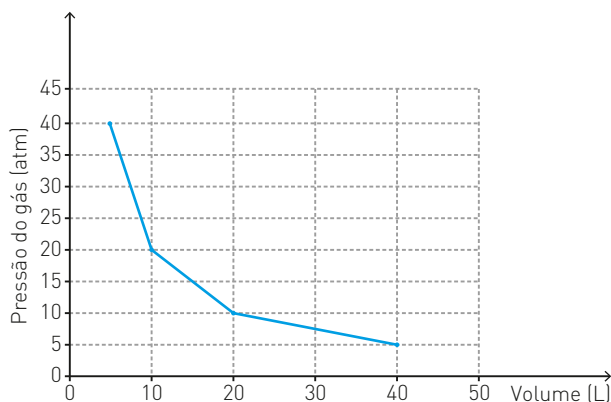
Conforme a Lei de Boyle, pressão e volume são inversamente proporcionais. Logo, para aumentar a pressão deve-se diminuir o volume ocupado pelo gás.

4. Alternativa a.

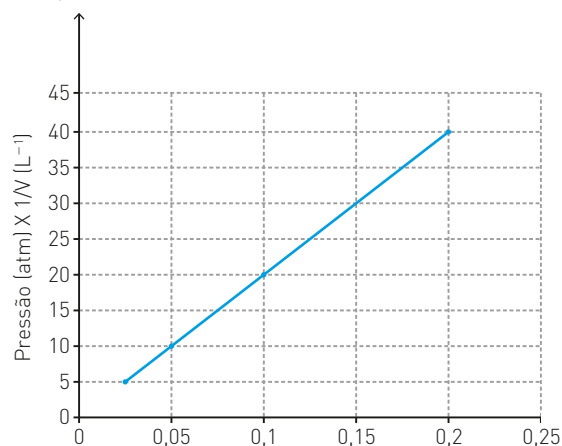
5. a) Inversamente proporcionais, pois elas obedecem a uma relação matemática do tipo $P \cdot V = \text{constante}$.

b) $P_f = 200 \text{ atm}$.

c)



d)



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo de editora

6. Alternativa b.

$$0,225 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 2,25 \cdot 10^4 \text{ Pa}.$$

7. $P_1 = 4,5 \text{ atm}$

$P_2 = 1 \text{ atm}$

$V_1 = 10,3 \text{ m}^3 = 10,3 \cdot 10^3 \text{ L}$

$V_2 = ?$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow 4,5 \text{ atm} \cdot 10,3 \cdot 10^3 \text{ L} = 1 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = 46,35 \cdot 10^3 \text{ L}$$

8. Alternativa c.

9. Alternativa d.

10. Alternativa b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 532)

1. Alternativa c.

2. Alternativa c.

A variação na pressão é:

$$\Delta P = 1,02 - 1 = 0,02 \text{ atm}.$$

Essa variação na pressão corresponde à profundidade de:

$$0,5 \text{ atm} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 5 \text{ m}$$

$$0,02 \text{ atm} \xrightarrow{\quad\quad\quad} x$$

$$x = 0,2 \text{ m} = 20 \text{ cm}$$

3. Alternativa d.

$$P_i = 740 \text{ mmHg}$$

$$V_i = 0,60 \text{ L}$$

$$P_f = P_i - \frac{0,75}{100} \cdot P_i = \frac{99,25}{100} \cdot P_i =$$

$$= \frac{99,25}{100} \cdot 740 \text{ mmHg}$$

$$V_f = ?$$

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$$

$$740 \text{ mmHg} \cdot 0,60 \text{ L} = \frac{99,25}{100} \cdot 740 \text{ mmHg} \cdot V_f$$

$$V_f = 0,6045 \text{ L}$$

A variação no volume é:

$$\Delta V = 0,6045 - 0,60 = 0,0045 = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

4. Alternativa d.

$$P_1 = P$$

$$P_2 = P - \frac{10}{100}P = 0,9P$$

$$V_1 = 1 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

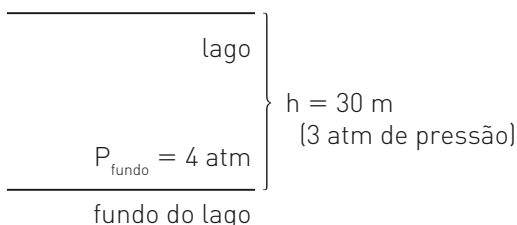
$$P \cdot 1 \text{ L} = 0,9P \cdot V_2$$

$$V_2 = 1,1 \text{ L}$$

5. Alternativa e.

A partir das informações, temos:

$$P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm}$$



$$P_f \cdot V_f = P_s \cdot V_s$$

$$4 \cdot V_f = 1 \cdot V_s$$

$$V_f = \frac{1}{4}V$$

6. a) (i) $\rightarrow$ (ii)

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot 12 = 2 \cdot V_2$$

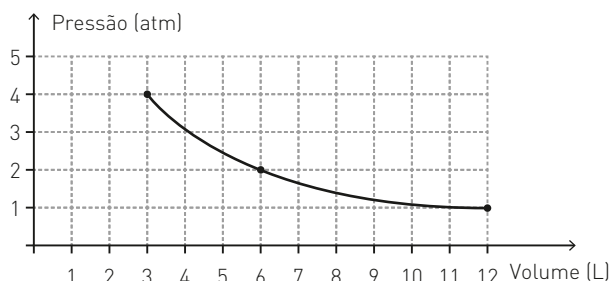
$$V_2 = 6 \text{ L}$$

(ii) $\rightarrow$ (iii)

$$P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3$$

$$2 \cdot 6 = 4 \cdot V_3$$

$$V_3 = 4 \text{ L}$$



7. Alternativa a.

Para $P = 2\,250 \text{ mmHg}$ e $V = 8 \text{ L}$,

$$P \cdot V = 2\,250 \text{ mmHg} \cdot 8 \text{ L} = 18\,000 \text{ mmHg} \cdot \text{L}$$

Para $P = 692,3 \text{ mmHg}$ e $V = 26 \text{ L}$,

$$P \cdot V = 692,3 \text{ mmHg} \cdot 26 \text{ L} \approx 18\,000 \text{ mmHg} \cdot \text{L}$$

Em uma transformação isotérmica, o produto da pressão pelo volume é sempre constante, ou seja, pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais.

8. Alternativa c.

$$P_1 = P$$

$$P_2 = P - \frac{20}{100}P = \frac{80}{100}P$$

$$V_1 = V$$

$$V_2 = ?$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$P \cdot V = \frac{80}{100}P \cdot V_2$$

$$V_2 = 1,25 \text{ L} = \frac{125}{100}V; \text{ um aumento de } 25\%.$$

9. 4,5 atm.

$$\text{Antes de abrir a válvula} \begin{cases} P_1 = 9 \text{ atm} \\ V_1 = 1,0 \text{ L} \end{cases}$$

$$\text{Depois de abrir a válvula} \begin{cases} P_2 = ? \\ V_2 = 1,0 + 1,0 = 2,0 \text{ L} \end{cases}$$

Após a abertura da válvula, o gás se expande para o recipiente A, ocupando então os dois recipientes. A pressão em A e B é a mesma.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$0,9 \text{ atm} \cdot 1,0 \text{ L} = P_2 \cdot 2,0 \text{ L}$$

$$P_2 = 4,5 \text{ atm}$$

10. Abrindo simultaneamente as válvulas I e II, o gás B se expande e passa a ocupar os três recipientes, exercendo a mesma pressão em todos eles.

$$P_1 = 9 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_1 = 1,0 \text{ L}$$

$$V_2 = 1,0 + 1,0 + 1,0 = 3,0 \text{ L}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$9 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = P_2 \cdot 3,0 \text{ L}$$

$$P_2 = 3 \text{ atm}$$

11. Alternativa c.

12. Alternativas corretas: 01, 02, 08 e 16; soma = 27.

Análise das afirmações:

01) Correta. Em um gás, as moléculas estão em contínuo movimento e separadas entre si por grandes espaços vazios em relação ao tamanho delas. Além disso, o movimento das moléculas se dá em todas as direções e em todos os sentidos, ou seja, é caótico.

02) Correta. Um gás não possui forma própria. A forma adquirida é a do recipiente que o contém. Quando um gás é confinado em um recipiente, as moléculas do gás colidem continuamente contra as paredes do recipiente.

Dessas colisões resulta o que se chama de pressão do gás.

04) Incorreta. Em um gás ideal ou perfeito (de acordo com a transformação isotérmica) a pressão é inversamente proporcional ao volume quando a temperatura é constante ($P \cdot V = k$).

08) Correta. Um mol de um gás possui aproximadamente $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas desse gás.

16) Correta. As moléculas constituintes de um gás possuem movimento desordenado. Esse movimento é denominado agitação térmica. Quanto mais intensa é a agitação térmica maior é a energia cinética de cada molécula e, em consequência, maior é a temperatura do gás, ou seja, a temperatura mede o grau de agitação das moléculas.

13. Alternativa a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 536)

1. Alternativa c.

2. I. Ilustração C; com o aumento da temperatura, o volume ocupado pelo gás aumenta.

II. Ilustração A; com a diminuição da temperatura, o volume ocupado pelo gás diminui.

III. Ilustração B; quando exposto ao sol, o balão se aquece e expande, mas, quando se encontra na mesma temperatura que a inicial, irá ocupar o mesmo volume.

3. Alternativa b.

Em uma transformação isobárica (pressão constante e, portanto, com o mesmo valor no manômetro), o aumento da temperatura acarreta o aumento do volume ocupado pelo gás.

4. Alternativa b.

$$T_1 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

$$V_1 = 200 \text{ mL}$$

$$V_2 = 240 \text{ mL}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{200 \text{ mL}}{273 \text{ K}} = \frac{240 \text{ mL}}{T_2}$$

$$T_2 = 327,6 \text{ K} = 54,6^\circ\text{C}$$

5. Alternativa d.

Ao ser aquecido, o gás se expande, ocupando todos os espaços disponíveis de forma desordenada.

6. Alternativa a.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 538)

1. Alternativa b.

2. Alternativa b.

3. $T_1 = 27^\circ\text{C} = 300\text{ K}$

$T_2 = -33^\circ\text{C}$

$V_1 = 2,0\text{ L}$

$V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{2,0\text{ L}}{300\text{ K}} = \frac{V_2}{240\text{ K}}$$

$V_2 = 1,6\text{ L}$

4. Alternativa a.

5. $\frac{V}{T} = K \Rightarrow V = K \cdot T$ (equação de reta)

$T_1 = 25^\circ\text{C} = 298\text{ K}$

$T_2 = -200^\circ\text{C} = 73\text{ K}$

$V_1 = 2,98\text{ L}$

$V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{2,98\text{ L}}{298\text{ K}} = \frac{V_2}{73\text{ K}}$$

$V_2 = 0,73\text{ L}$

Desafiando seus conhecimentos (p. 538)

1. Alternativa d.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2,0 \cdot 10^{-2}}{273} = \frac{40}{T_2} \Rightarrow T_2 = 546\text{ K ou } 273^\circ\text{C}$$

2. $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0,6}{100} = \frac{2,4}{T_2} \Rightarrow T_2 = 400\text{ K}$

3. Alternativa c.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{200}{373} = \frac{V_2}{273} \Rightarrow V_2 = 146,3\text{ cm}^3$$

4. Alternativa b.

5. I. Falso.

II. Falso.

III. Verdadeiro.

IV. Falso.

6. Alternativa c.

I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento de rotação

e translação e, consequentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.

II. Quando um gás armazenado em um recipiente de volume variável, em uma transformação isobárica (sob pressão constante), for exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas ficará maior e, com isso, ocupará maior volume, ou seja, em uma transformação isobárica temperatura e volume são grandezas diretamente proporcionais.

III. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura (grau de agitação das partículas).

Fundamentando seus conhecimentos (p. 542)

1. Alternativa c.

2. I. Se o saco de batatas fritas, fechado, for colocado ao sol, irá se aquecer e o gás em seu interior irá se expandir, já que o volume e a temperatura são grandezas diretamente proporcionais.

II. Aquecendo as latas de aerossol, o gás em seu interior (ou ainda o líquido volátil que produz o gás propelente) irá sofrer grande aumento de pressão e o choque das partículas gaso-

sas com as paredes do recipiente, em grande intensidade, pode causar a explosão da lata.

3. a) Aumentar a temperatura e diminuir a pressão.

b) O aumento da temperatura aumenta a energia cinética média das moléculas, aumentando assim a frequência de colisões com a parede do recipiente e a pressão dele.

A diminuição do volume diminui o caminho médio das moléculas do gás, aumentando a frequência de colisões com a parede do recipiente, aumentando consequentemente a pressão.

4. Estado inicial:

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$T_1 = 17^\circ\text{C} = 290 \text{ K}$$

Estado final:

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 127^\circ\text{C} = 400 \text{ K}$$

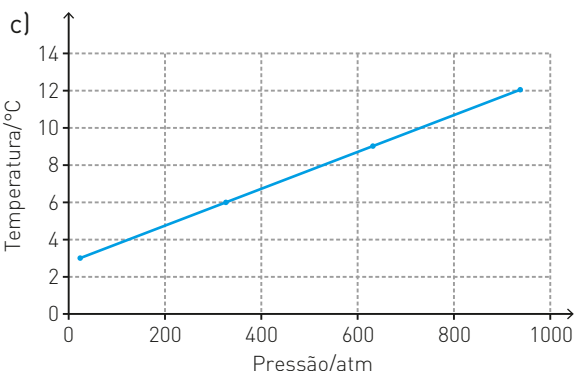
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm}}{290 \text{ K}} = \frac{P_2}{400 \text{ K}} \Rightarrow P_2 = 1,38 \text{ atm}$$

5.

P (atm)	T (K)	T (°C)
2	300	27
4	600	327
8	1200	927
1	150	-123

6. a) Sim, pois a razão $\frac{P}{T}$ é constante em todos os experimentos.

b) $P_i = 5\,000 \text{ mmHg}$



Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 545)

1. Alternativa b.

$$T_1 = 7^\circ\text{C} = 280 \text{ K}$$

$$T_2 = 310 \text{ K}$$

$$P_1 = 4,0 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{4,0 \text{ atm}}{280 \text{ K}} = \frac{P_2}{310 \text{ K}}$$

$$P_2 = 4,43 \text{ atm}$$

2. Alternativa c.

$$T_1 = 22^\circ\text{C} = 295 \text{ K}$$

$$T_2 = 37^\circ\text{C} = 310 \text{ K}$$

$$P_1 = 685 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{685 \text{ mmHg}}{295 \text{ K}} = \frac{P_2}{310 \text{ K}}$$

$$P_2 = 719,8 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg}$$

$$x \text{ ————— } 719,8 \text{ mmHg}$$

$$x = \frac{719,8 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,95 \text{ atm}$$

3. Alternativa a.

4. Alternativa a.

O aumento da temperatura faz aumentar a pressão do gás no interior da lata, o que pode causar uma explosão do gás butano.

5. Alternativa d.

Como pressão e temperatura são grandezas diretamente proporcionais, a equação que representa

uma transformação isocórica é: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

6. a) $\frac{1 \cdot 1,5}{300} = \frac{P_2 \cdot 1,5}{330} \Rightarrow$

$$\Rightarrow P_2 = 1,1 \text{ atm ("expulsão" da tampa)}$$

b) $P_{\text{garrafa aberta}} = P_{\text{atmosférica local}} = 1,0 \text{ atm}$

7. $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$$\frac{1}{290} = \frac{P_2}{435}$$

$$P_2 = 1,5 \text{ atm}$$

8. 1. Verdadeiro; as moléculas gasosas estão em constante movimento retilíneo e desordenado, chocando-se constantemente entre si e com as paredes do recipiente.

2. Falso; com a diminuição da temperatura ocorrerá uma diminuição do volume (diminuição do diâmetro).

3. Falso; no decorrer da corrida ocorrerá o aquecimento dos pneus e, conseqüentemente, a energia cinética média das moléculas, o que aumenta o número de colisões.

4. Falso; com a diminuição da pressão da superfície do lago, o volume da bolha irá aumentar.

Desafiando seus conhecimentos (p. 544)

1. Alternativa d.

De acordo com a Lei de Boyle, em uma transformação isotérmica, pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais.

$$\begin{aligned} 2. \frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \\ \frac{1,0}{300} &= \frac{P_2}{273} \\ P_2 &= 0,91 \text{ atm} \end{aligned}$$

3. Alternativa e.

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 327 \text{ K}$$

$$P_1 = 20 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$P_2 = ?$$

$$\begin{aligned} \frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \\ \frac{20 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{300 \text{ K}} &= \frac{P_2}{327 \text{ K}} \end{aligned}$$

$$P_2 = 21,8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

4. Alternativa d.

5. Alternativa c.

Considerando que a massa do gás não se altera durante o processo:

$$T_1 = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 621^\circ\text{C} = 310 \text{ K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_1 = V$$

$$V_2 = V$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot V}{298 \text{ K}} = \frac{P_2 \cdot V}{310 \text{ K}}$$

$$P_2 = \frac{894 \cdot 1 \text{ atm}}{298} = 3 \text{ atm}$$

6. Alternativa b.

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$P_2 = 5 \text{ atm}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{1 \text{ atm}}{298 \text{ K}} = \frac{5 \text{ atm}}{T_2}$$

$$T_2 = 1493 \text{ K} \Rightarrow 1217^\circ\text{C}$$

7. Para as transformações gasosas vale a equação geral das transformações:

$$\frac{P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

Inicialmente, o gás contido na lata estava a 100°C (373 K) e supostamente a 1 atm (pressão ambiente). No instante anterior à implosão, sua temperatura era de 25°C (298 K), embora o volume ainda seja 350 mL .

Assim, $\frac{1 \cdot 350}{373} = \frac{P_{\text{final}} \cdot 350}{298} \Rightarrow P_{\text{final}} = 0,80 \text{ atm}$ é a pressão interna imediatamente antes da implosão.

A implosão ocorre devido ao resfriamento do gás. A pressão final do gás contido na lata é de 1 atm .

$$\frac{1 \cdot 350}{373} = \frac{1 \cdot V_{\text{final}}}{298} \Rightarrow V_{\text{final}} = 279,6 \text{ mL}$$

8. Alternativa c.

9. Durante o aquecimento, ocorre a expansão e saída de gás atmosférico de dentro da garrafa. Quando o ovo é colocado sobre a garrafa, ainda aquecida, ele funciona como uma rolha flexível. À medida que a garrafa esfria, a pressão interna diminui (a volume constante), tornando-se menor que a pressão atmosférica, a qual empurra o ovo para o interior da garrafa.

10. Alternativa b.

As figuras permitem observar diferenças no espocar de um champanhe: a 18°C , logo no início, observa-se que o volume de CO_2 disperso na nuvem gasosa – não detectável na faixa da luz visível, mas sim do infravermelho – é muito maior do que quando a temperatura é de 4°C ; logo, conclui-se que a pressão de uma quantidade fixa de um gás em um recipiente de volume constante é diretamente proporcional à temperatura.

11. Alternativa a.

Em processo isotérmico é verdadeiro que o produto entre pressão e volume é constante. Desta

$$\text{forma: } P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = 1 \cdot \frac{100}{50} = 2 \text{ atm.}$$

12. Alternativa e.

Em processo isocórico a pressão é diretamente proporcional à temperatura absoluta. Assim:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = 2 \cdot \frac{[627 + 273]}{[27 + 273]} = 2 \cdot \frac{900}{300} = 2 \cdot 3 = 6 \text{ atm.}$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 548)

1. 2 atm.

2. 2 atm.

3. Transformação isobárica (com pressão constante).

4. 4 L.

5. 4 L.

6. Transformação isocórica (com volume constante).

7. $P_I = 2 \text{ atm}$

$P_{II} = 2 \text{ atm}$

$V_I = 4 \text{ L}$

$V_{II} = 8 \text{ L}$

$T_I = ?$

$T_{II} = 500 \text{ K}$

$$\frac{P_I \cdot V_I}{T_I} = \frac{P_{II} \cdot V_{II}}{T_{II}}$$

$$\frac{2 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{T_I} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{500 \text{ K}} \Rightarrow T_I = 250 \text{ K}$$

8. 500 K; a temperatura em III é a mesma que em II, pois são pontos da mesma isoterma (mesma hipérbole).

9. Transformação isotérmica (temperatura constante).

10. $V_1 = 100 \text{ L}$

$T_1 = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$

$P_1 = 3 \text{ atm}$

$V_2 = 50 \text{ L}$

$T_2 = 127^\circ\text{C} = 400 \text{ K}$

$P_2 = ?$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{3 \cdot 100}{300} = \frac{P_2 \cdot 50}{400} \Rightarrow P_2 = 8 \text{ atm}$$

11. Estado inicial:

$P_1 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

$V_1 = 90 \text{ L}$

$T_1 = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$

Estado final:

$P_2 = 520 \text{ mmHg}$

$V_2 = ?$

$T_2 = -13^\circ\text{C} = 260 \text{ K}$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{760 \cdot 90}{300} = \frac{520 \cdot V_2}{260} \Rightarrow V_2 = 114 \text{ L}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 549)

1. Alternativa c.

A passagem de 1 para 2 ocorre com volume constante; portanto, é isovolumétrica. A passagem de 2 para 3 ocorre com temperatura constante, portanto, isotérmica. A passagem de 2 para 3 ocorre com a variação do volume e da temperatura indicando um processo isobárico (pressão constante).

2. a) • A para B: isotérmica.

• B para C: isobárica

• C para D: isovolumétrica

b) Temperatura do estado B

Estado A:

$P_A = 1 \text{ atm}$

$V_A = 10 \text{ L}$

$T_A = 127^\circ\text{C} = 400 \text{ K}$

Estado B:

$P_B = 2 \text{ atm}$

$V_B = 5 \text{ L}$

$T_B = ?$

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B} \Rightarrow \frac{1 \cdot 10}{400} = \frac{2 \cdot 5}{T_B} \Rightarrow T_B = 400 \text{ K}$$

Temperatura do estado C:

Estado B:

$$P_B = 2 \text{ atm}$$

$$V_B = 5 \text{ L}$$

$$T_B = 400 \text{ K}$$

Estado C:

$$P_C = 2 \text{ atm}$$

$$V_C = 2,5 \text{ L}$$

$$T_C = ?$$

$$\frac{P_B V_B}{T_B} = \frac{P_C V_C}{T_C} \Rightarrow \frac{2 \cdot 5}{400} = \frac{2 \cdot 2,5}{T_C} \Rightarrow T_C = 200 \text{ K}$$

Temperatura do estado D:

Estado C:

$$P_C = 2 \text{ atm}$$

$$V_C = 2,5 \text{ L}$$

$$T_C = 200 \text{ K}$$

Estado D:

$$P_D = 5 \text{ atm}$$

$$V_D = 2,5 \text{ L}$$

$$T_D = ?$$

$$\frac{P_C V_C}{T_C} = \frac{P_D V_D}{T_D} \Rightarrow \frac{2 \cdot 2,5}{200} = \frac{5 \cdot 2,5}{T_D} \Rightarrow T_D = 500 \text{ K}$$

3. Alternativa c.

As transformações de 1 a 2 e de 4 a 2 ocorrem com a temperatura constante, pois são pontos de uma mesma isoterma. A transformação de 2 a 3 ocorre com volume constante (V_2) e a transformação 3 a 4, com pressão constante (P_2).

4. Alternativa b.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$
$$\frac{1,08 \cdot 355}{310} = \frac{1 \cdot V_2}{300}$$
$$V_2 = 371 \text{ mL}$$

5. Alternativa d.

$$P_1 = 1,00 \text{ atm}$$

$$P_2 = 0,25 \text{ atm}$$

$$V_1 = 10,0 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 27,0^\circ \text{C} = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = -50^\circ \text{C} = 223 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{1,00 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{300 \text{ K}} = \frac{0,25 \text{ atm} \cdot V_2}{223 \text{ K}} \Rightarrow$$
$$\Rightarrow V_2 = 29,7 \text{ L}$$

6. Alternativa d.

$$\frac{P_V \cdot V_V}{T_V} = \frac{P_T \cdot V_T}{T_T} \Rightarrow \frac{100 \cdot V_V}{600} = \frac{1 \cdot 24,6}{300} =$$
$$= 0,492 \text{ L}$$

$$\therefore V_{\text{Vênus}} = 0,492 \text{ L}$$

7. Alternativa c.

8. Alternativa c.

9. a) Transformação isotérmica (temperatura constante).

O volume (V_2) ocupado pelo gás após a transformação pode ser calculado por:

$$P_1 = 2 \text{ atm}$$

$$P_2 = 3 \text{ atm}$$

$$V_1 = 9 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = T_1$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow 2 \cdot 9 = 3 \cdot V_2 \Rightarrow$$
$$\Rightarrow V_2 = \frac{18}{3} = 6 \text{ L}$$

b) Transformação isobárica (pressão constante).

$$P_1 = 2 \text{ atm}$$

$$P_2 = P_1$$

$$V_1 = 9 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 330 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{9}{300} = \frac{V_2}{330} \Rightarrow V_2 = 9,9 \text{ L}$$

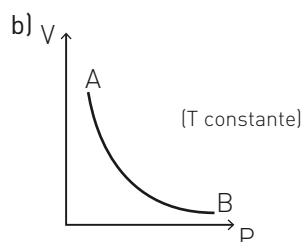
Desafiando seus conhecimentos (p. 551)

1. A $\rightarrow$ B: transformação isotérmica – Lei de Boyle.

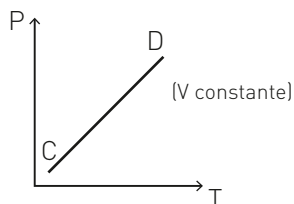
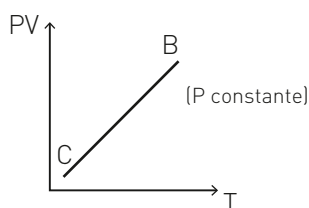
Ao aumentar a pressão, ocorre uma diminuição do volume, o que indica que são grandezas inversamente proporcionais.

B $\rightarrow$ C: transformação isocórica – Lei de Charles.

C $\rightarrow$ D: transformação isocórica – Lei de Gay-Lussac.



Banco de imagens/
Arquivo da editora



2. A partir do gráfico apresentado, temos:

$$\begin{aligned} V_A &= V & V_D &= 5V \\ P_A &= 3P & P_D &= P \\ T_A &= 300 \text{ K} & T_D &= ? \\ \frac{P_A \cdot V_A}{T_A} &= \frac{P_D \cdot V_D}{T_D} \Rightarrow \frac{3P \cdot V}{300} = \frac{P \cdot 5V}{T_D} \Rightarrow \\ \Rightarrow T_D &= \frac{300 \cdot 5}{3} = 500 \text{ K} \end{aligned}$$

3. $V_1 = 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

$$V_2 = 50 \text{ L}$$

$$T_1 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$T_2 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_1 = 54,6 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{54,6 \cdot 1000}{273} = \frac{P_2 \cdot 50}{300} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_2 = 1200 \text{ mmHg}$$

4. $V_1 = 840 \text{ L}$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 7 + 273 = 280 \text{ K}$$

$$T_2 = -23 + 273 = 250 \text{ K}$$

$$P_1 = 380 \text{ mmHg} = 0,5 \text{ atm}$$

$$P_2 = 0,25 \text{ atm}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0,5 \cdot 840}{280} = \frac{0,25 \cdot V_2}{250} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_2 = 1500 \text{ L}$$

5. $V_1 = 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

$$V_2 = 25 \text{ L}$$

$$T_1 = 323 + 273 = 596 \text{ K}$$

$$T_2 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \cdot 1000}{596} = \frac{P_2 \cdot 25}{298} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_2 = 20 \text{ atm}$$

6. Alternativa a.

$$V_1 = 30 \text{ mL}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 400 \text{ K}$$

$$P_1 = 600 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 800 \text{ mmHg}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{600 \cdot 30}{300} = \frac{800 \cdot V_2}{400} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_2 = 30 \text{ mL}$$

7. Alternativa c.

$$V_1 = 2,0 \text{ L}$$

$$V_2 = 1,7 \text{ L}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 37 + 273 = 310 \text{ K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \cdot 2}{298} = \frac{P_2 \cdot 1,7}{310} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_2 \approx 1,23 \text{ atm}$$

O ar é expelido rapidamente, pois a pressão interna é maior que a externa no momento da tosse ($P_{\text{ext}} = 1 \text{ atm}$).

8. Alternativa c.

9. Alternativa e.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$P_1 = 600 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 15^\circ \text{C} = 288 \text{ K}$$

$$P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

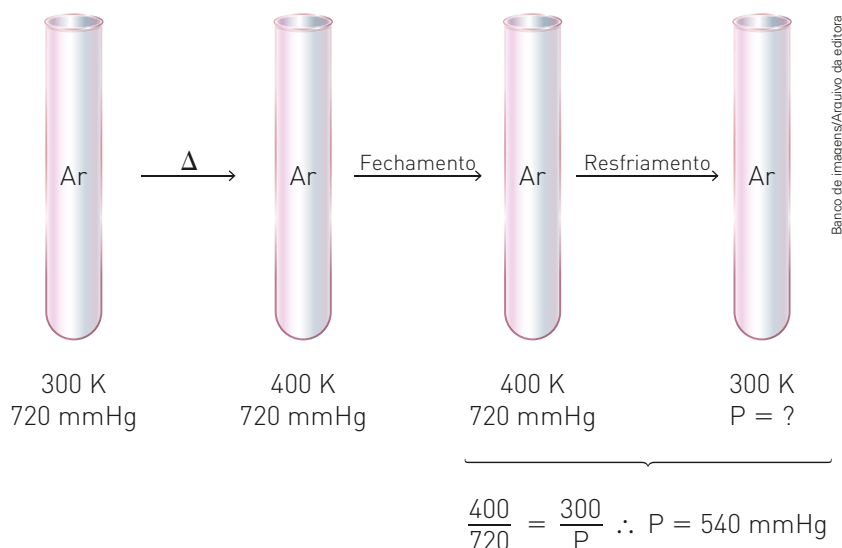
$$T_2 = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2 \cdot T_1}{P_1 \cdot T_2} = \frac{760 \cdot 288}{600 \cdot 298}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = 1,2$$

10. Alternativa e.

11. Alternativa d.



12. Alternativa e.

Abrindo-se a torneira, o gás se expande e passa a ocupar os dois balões.

$$\left. \begin{array}{l} P_1 = 304 \text{ mmHg} \\ V_1 = 30 \text{ cm}^3 \end{array} \right\} \text{ Balão A}$$

$$\left. \begin{array}{l} P_2 = 0,15 \text{ atm} = \frac{1}{4} \\ V_2 = ? \end{array} \right\} \text{ Balões A e B}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$304 \text{ mmHg} \cdot 30 \text{ cm}^3 = 114 \text{ mmHg} \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = 80 \text{ cm}^3$$

$$V_2 = V_A + V_B$$

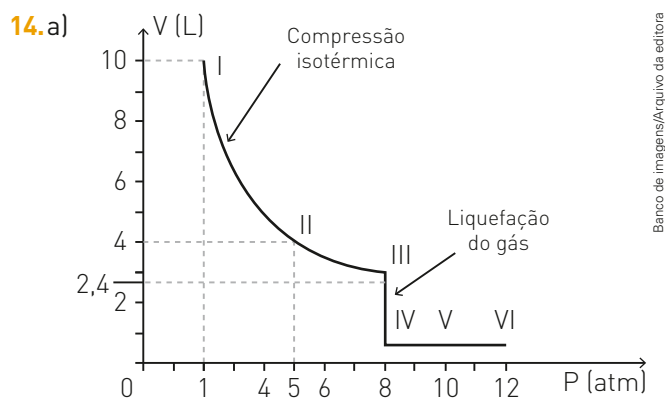
$$80 \text{ cm}^3 = 30 \text{ cm}^3 + V_B \Rightarrow V_B = 50 \text{ cm}^3 = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

13. Alternativa b.

Em I ocorre uma expansão (aumenta o volume) isotérmica com a temperatura T_1 .

Em II ocorre um resfriamento (diminui a temperatura) isocórico (com volume constante).

Em III ocorre uma compressão (diminui o volume) isotérmica com a temperatura T_2 .



b) De I para II a Lei de Boyle foi observada com exatidão.

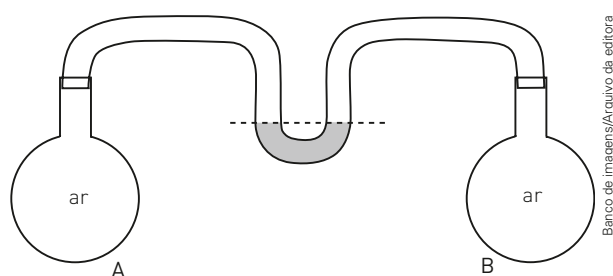
De II para III houve um pequeno desvio na Lei de Boyle, porque, à medida que a pressão aumenta, o gás real se afasta do ideal. Acima de 8,0 ocorre a liquefação do gás e não se aplica mais a Lei de Boyle.

Objetivos do capítulo

- Relacionar o volume ocupado por um mol de um gás com a temperatura e a pressão;
- relacionar as variáveis de estado com a quantidade de matéria (número de mol).

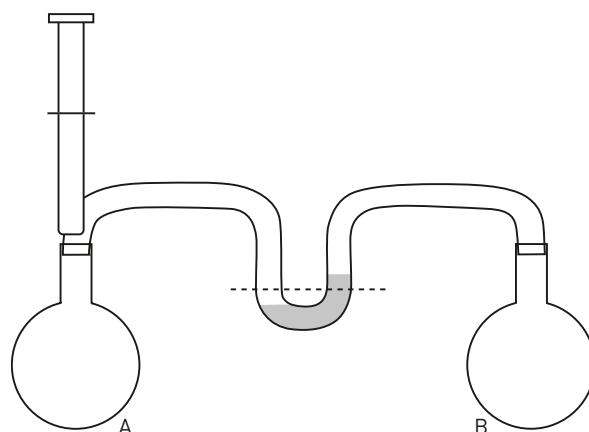
Sugestões de abordagem

Para mostrar a influência da variação da quantidade de matéria em número de mol na pressão, propomos ao professor iniciar do seguinte esquema:



Os frascos apresentam mesmo volume, mesma temperatura e mesma pressão.

Vamos imaginar que com uma seringa fosse introduzido mais ar no frasco A. Nesse caso, o sistema apresentaria o seguinte aspecto:



O deslocamento da coluna de mercúrio nos mostra que a pressão em A aumentou, o que permite concluir que isso se deve a um aumento da quantidade de matéria em mol contida em A a volume e temperatura constantes.

Com isso, introduzir a equação de estado do gás ideal (Clapeyron).



(p. 554)

A massa dos dois pneus não é mesma, embora o número de moléculas presentes nos mesmos seja.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 556)

1. A pressão no frasco B é o dobro da pressão no frasco A.

Os dois gases ocupam o mesmo volume a uma mesma temperatura. Como o número de moléculas em B é o dobro de partículas gasosas em A, a pressão também é o dobro.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = n \cdot \frac{R \cdot T}{V} \text{ (número de moléculas e pressão são diretamente proporcionais).}$$

2. Para um mesmo volume, quanto maior o número de moléculas de um gás, maior a pressão. No frasco IV, há o dobro de partículas gasosas que nos frascos I, II e III e, portanto, a pressão em IV é o dobro da pressão em I, II e III.
3. A pressão no frasco A é o dobro da pressão no frasco B.

Nos dois frascos temos a mesma quantidade de partículas gasosas em uma mesma temperatura. Pressão e volume são inversamente proporcionais e, se o volume de B for o dobro de A, sua pressão será a metade da pressão em A.

4. Como os dois balões têm o mesmo volume, em mesma pressão e temperatura, eles possuem o mesmo número de moléculas.

$$\begin{aligned} n_{H_2} &= n_{Cl_2} \\ \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} &= \frac{m_{Cl_2}}{M_{Cl_2}} \Rightarrow \frac{2 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \\ &= \frac{m_{Cl_2}}{71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow m_{Cl_2} = 71 \text{ g} \\ P &= 3,0 \text{ atm} \\ V &= 2,24 \text{ L} \\ T &= 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K} \end{aligned}$$

5.

$$I. R = \frac{22,4 \text{ atm} \cdot L}{273 \text{ mol} \cdot K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$3,0 \text{ atm} \cdot 2,24 \text{ L} = n \cdot \frac{22,4 \text{ atm} \cdot L \cdot 273 \text{ K}}{273 \text{ mol} \cdot K}$$

$$n = 0,3 \text{ mol}$$

$$II. n = \frac{m}{M}$$

$$0,3 \text{ mol} = \frac{m}{29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \rightarrow m = 8,7 \text{ g}$$

6.a) $n_I = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{32}{16} = 2 \text{ mol de metano}$

$$n_{II} = \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} = \frac{16}{4} = 4 \text{ mol de gás hélio}$$

b) Aplicando-se a equação do estado nos frascos II e I, temos:

$$\frac{II}{I} : \frac{P_2 \cdot V_2}{P_1 \cdot V_1} = \frac{n_{\text{He}} \cdot R \cdot T_2}{n_{\text{CH}_4} \cdot R \cdot T_1} \Rightarrow \frac{8 \cdot V}{P_1 \cdot V} = \frac{4 \cdot R \cdot T}{2 \cdot R \cdot T} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_1 = 4 \text{ atm}$$

7.a) Como os gases estão ocupando volumes iguais e estão à mesma temperatura, podemos concluir que os frascos contêm igual quantidade de moléculas.

$$n_{\text{CH}_4} = n_x \Rightarrow \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{m_x}{M_x} \Rightarrow \frac{1,6}{16} = \frac{4,4}{M_x} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M_x = 44 \text{ g/mol}$$

b) O gás que está no segundo balão é o N_2O , pois sua massa molar vale 44 g/mol.

8.a) $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$P \cdot 6 = 0,25 \cdot 0,08 \cdot 300$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

b) Transformação isotérmica

Estado inicial:

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 6 \text{ L}$$

Estado final:

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 6 \text{ L} + 2 \text{ L} = 8 \text{ L}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot 6 = P_2 \cdot 8$$

$$P_2 = 0,75 \text{ atm}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 558)

1. $P = ?$

$$V = 41 \text{ L}$$

$$n = 10 \text{ mol}$$

$$T = 27^\circ\text{C} \equiv 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Substituindo na equação de estado:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 41 = 10 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P = 2 \text{ atm}$$

2. Alternativa e.

$$P = ?$$

$$V = 30,0 \text{ L}$$

$$n = 5 \text{ mol}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 30,0 = 5 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P = 4,1 \text{ atm}$$

3. Alternativa c.

$$P = ?$$

$$V = 8,31 \text{ L}$$

$$m = 80 \text{ g}$$

$$M = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 127^\circ\text{C} = 400 \text{ K}$$

$$R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 8,31 \text{ L} = \frac{80 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot 400 \text{ K}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$P = 2000 \text{ kPa}$$

4. Alternativa a.

$$P = 623 \text{ mmHg}$$

$$V = ?$$

$$m = 20 \text{ g}$$

$$M = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = -23^\circ\text{C} = 250 \text{ K}$$

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$V \cdot 623 \text{ mmHg} = \frac{20 \text{ g} \cdot 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot 250 \text{ K}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$V = 250 \text{ L}$$

5. Alternativa d.

$$P = 2,0 \text{ atm}$$

$$V = 22,4 \text{ L}$$

$$\begin{aligned}
 m &= 128 \text{ g} \\
 M &= 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 T &= ? \\
 R &= \frac{22,4}{273} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\
 P \cdot V &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \\
 2,0 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L} &= \frac{128 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot T}{273 \cdot 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} \\
 T &= 273 \text{ K}
 \end{aligned}$$

6. Alternativa b.

$$\begin{aligned}
 P &= 5,0 \text{ atm} \\
 V &= 4,1 \text{ L} \\
 m &= 22 \text{ g} \\
 M &= ? \\
 T &= 227^\circ\text{C} = 500 \text{ K} \\
 R &= 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\
 P \cdot V &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \\
 5,0 \text{ atm} \cdot 4,1 \text{ L} &= \frac{22 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 500 \text{ K}}{M \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} \\
 M &= 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

7. Alternativa e.

Já que os quatro gases ocupam o mesmo volume, estarão sob mesma temperatura e pressão aqueles que possuem a mesma quantidade (mol) de moléculas. Isso ocorre com o N_2 e o CO_2 , representados com a mesma quantidade de moléculas.

8. $P = 5 \text{ atm}$
 $V = 9,84 \text{ L}$
 $m = ?$
 $M = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$5 \text{ atm} \cdot 9,84 \text{ L} = \frac{m \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$m = 80 \text{ g}$$

9. $P = 1 \text{ atm}$
 $T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$
 $m = 1 \text{ t} = 10^6 \text{ g}$
 $M = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $V = ?$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = \frac{10^6}{44} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V \approx 5,6 \cdot 10^6 \text{ L}$$

10. $P = 1 \text{ atm}$
 $V = ?$
 $m = 4400 \text{ g}$
 $M = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\begin{aligned}
 T &= 300 \text{ K} \\
 R &= 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\
 P \cdot V &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \\
 V \cdot 1 \text{ atm} &= \frac{4400 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} \\
 V &= 2460 \text{ L}
 \end{aligned}$$

11. Alternativa c.

$$\begin{aligned}
 1 \text{ atm} &\text{ — } 10 \text{ m de H}_2\text{O} \\
 2 \text{ atm} &\text{ — } 20 \text{ m de H}_2\text{O} \\
 \text{O}_2 &= 32; V_{\text{CNTP}} = 22,4 \text{ L}; V_{\text{O}_2} = 112 \text{ mL} \\
 22,4 \text{ L} &\text{ — } 32 \text{ g} \\
 112 \text{ mL} &\text{ — } m_{\text{O}_2} \\
 m_{\text{O}_2} &= 160 \text{ mg}
 \end{aligned}$$

12. Alternativa d.

1 crédito equivale a 1 tonelada (10^6 g) de CO_2 , então:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$1,00 \cdot V = \frac{10^6}{44} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 0,559 \cdot 10^6 \text{ L}$$

$$V = 559 \cdot 10^3 \text{ L} = 559 \text{ m}^3 \approx 600 \text{ m}^3$$

13. Alternativa e.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1000 \cdot 0,623 = n \cdot 62,3 \cdot (273 + 127)$$

$$n = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$MM = \frac{2}{0,025} = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Comparando com as massas molares dos compostos:

$$\begin{aligned}
 \text{H}_2 &= 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 \text{O}_2 &= 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 \text{NO}_2 &= 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 \text{SO}_2 &= 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 \text{SO}_3 &= 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

14. Alternativa e.

$$\begin{aligned}
 T_1 &= 18^\circ\text{C} + 273 = 291 \text{ K} \\
 T_2 &= 38^\circ\text{C} + 273 = 311 \text{ K} \\
 \Delta P &= ? \% \\
 \frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \\
 \frac{P_1}{291} \text{ K} &= \frac{P_2}{311} \text{ K} \Rightarrow P_1 \approx 0,93 \Rightarrow P_2 = 93\% P_1 \\
 \Delta P &= 100\% - 93\% = 7\%
 \end{aligned}$$

15. Alternativa a.

Início

$$P = ?$$

$$V = 8,2 \text{ L}$$

$$m = 320 \text{ g}$$

$$M = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 8,2 \text{ L} = \frac{320 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$P = 30 \text{ atm}$$

Final:

$$P = 7,5 \text{ atm}$$

$$V = 8,2 \text{ L}$$

$$m = ?$$

$$M = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$7,5 \text{ atm} \cdot 8,2 \text{ L} = \frac{m \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$m = 80 \text{ g}$$

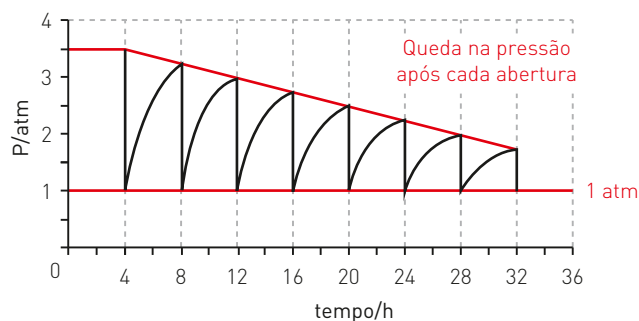
$$\text{massa de gás liberada} = 320 \text{ g} - 80 \text{ g} = 240 \text{ g}$$

16. Alternativa b.

Em cada abertura da garrafa ocorre o escape de gás carbônico (CO_2) e a pressão interna diminui e se iguala à externa, ou seja, 1 atm.

Quando a garrafa é novamente fechada, a pressão interna aumenta com a liberação de gás carbônico, porém não atinge o valor inicial de 3,5 atm.

Quanto mais gás escapa, menor a pressão interna após cada abertura. Esse comportamento é mostrado no gráfico.



Banco de imagens/Arquivo da editora

17. Alternativa c.

Já que os gases A e B estão sob mesma temperatura e pressão e ocupam o mesmo volume, apresentam então a mesma quantidade em mol de gás.

$$n_A = n_B$$

$$\frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{m_B}{M_B}$$

$$\frac{1,60 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{3,35 \text{ g}}{M_B} \Rightarrow M_B = 67 \text{ g/mol}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 560)

1. Alternativa b.

- a) Incorreta. A volume constante, a pressão de um gás será diretamente proporcional à temperatura absoluta.
- b) Correta. A pressão é inversamente proporcional ao volume, ou seja, ao diminuir a pressão o volume aumenta em condições ideais, mantendo constantes o número de mols e a temperatura.
- c) Incorreta. A pressão e o volume de gases ideais dependem da temperatura absoluta na qual ele se encontra.
- d) Incorreta. Aumentando o número de mols de um gás ideal, o volume também aumenta, se T e P permanecem constantes.
- e) Incorreta. A temperatura somente se mantém constante em uma transformação isotérmica.

2. Para identificarmos o gás devemos obter a massa molar (M) dele, assim:

$$\begin{aligned}
 P &= 2 \text{ atm} \\
 V &= 10 \text{ L} \\
 m &= 85 \text{ g} \\
 M &= ? \\
 T &= 300 \text{ K} \\
 R &= 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\
 P \cdot V &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \\
 2 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} &= \frac{85 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{M \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} \\
 M &= 104,55 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

As massas molares dos gases possíveis são:

$\text{CClF}_3 \rightarrow$ gás identificado: massa molar coincide com a obtida pelo cálculo

$$\left. \begin{aligned}
 \text{C} &= 12 \cdot 1 = 12 \\
 \text{Cl} &= 35,5 \cdot 1 = 35,5 \\
 \text{F} &= 19 \cdot 3 = 57 \end{aligned} \right\} M = 104,5 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{aligned}
 \text{C}_2\text{Cl}_3\text{F}_3 \\
 \text{C} &= 12 \cdot 2 = 24 \\
 \text{Cl} &= 35,5 \cdot 3 = 106,5 \\
 \text{F} &= 19 \cdot 3 = 57 \end{aligned} \right\} M = 197,5 \text{ g/mol}$$

3. Alternativa e.

Ao considerarmos um gás ideal dentro de um cilindro, podemos calcular o número de mols desse gás se soubermos os valores da pressão, da temperatura e do volume utilizando a equação do estado do gás ideal:

$$PV = nRT$$

Na qual:

P = pressão do gás

V = volume do gás

n = número de mols do gás

R = constante universal dos gases ideais

T = temperatura absoluta (Kelvin)

Como $n = m/M$ (onde M é a massa molar do gás), substituindo esta expressão na equação anterior, também podemos utilizar:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

Teremos:

$$V = 3 \text{ m}^3 = 3000 \text{ L}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

Substituindo na equação acima vem:

$$1 \cdot 3000 = \left(\frac{m}{32} \right) \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$m = 3902,4 \text{ g ou } 3,9 \text{ kg}$$

4. Alternativa a.

A variação de pressão corresponde à massa de butano que foi perdida; assim:

$$P = 1,5 \text{ atm}$$

$$V = 4,10 \text{ m}^3 = 4100 \text{ L}$$

$$m = ?$$

$$M = 58 \text{ g/mol}$$

$$T = 227^\circ\text{C} = 500 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$1,5 \text{ atm} \cdot 4100 \text{ L} = \frac{m \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 500 \text{ K}}{58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$m = 8700 \text{ g} = 8,7 \text{ kg}$$

5. A variação na pressão corresponde ao número de mol de H_2 consumido, assim:

$$\Delta P = 600 - 150 = 450 \text{ atm}$$

$$n_{\text{H}_2} = ?$$

$$V = 164 \text{ L}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$\Delta P \cdot V = \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$450 \cdot 164 = \Delta n \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$\Delta n = 3000 \text{ mol de } \text{H}_2$$

Assim, a distância percorrida é: $d = 3000 \cdot 22 = 66000 \text{ m} = 66 \text{ km}$.

6. Alternativa a.

Calculando inicialmente o volume do balão 2, temos:

$$P = 4,48 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$m = 6,8 \text{ g}$$

$$M = 34 \text{ g/mol}$$

$$T = 546 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$4,48 \text{ atm} \cdot V = \frac{6,8 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 546 \text{ K}}{34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$V_{\text{balão 2}} = 2 \text{ L}$$

Após a abertura das torneiras terem uma transformação isotérmica:

$$P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f \Rightarrow V_f = V_1 + V_2 + V_3 = 1 + 2 + 3 = 6 \text{ L}$$

$$4,48 \cdot 2 = P_f \cdot 6 \text{ L}$$

$$P_f = 1,50 \text{ atm}$$

7. a) $P = 1 \text{ atm}$ (balão aberto)

$$T = 12^\circ \text{C} = 285 \text{ K}$$

$$V = 5 \text{ L}$$

$$PV = nRT$$

$$1 \cdot 5 = n \cdot 0,82 \cdot 285$$

$$n = 0,2 \text{ mol de } \text{N}_2$$

b) $M_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$0,2 = \frac{m}{28 \text{ g/mol}}$$

$$m = 5,6 \text{ g}$$

c) Transformação isobárica (pressão constante)

$$T_2 = 40,5^\circ \text{C} = 313,5 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{5 \text{ L}}{285 \text{ K}} = \frac{V_2}{313,5 \text{ K}}$$

$$V_2 = 5,5 \text{ L}$$

8. a) $P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$

$$5 \cdot 20 = \frac{m}{28} \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$m = 114,6 \text{ g de } \text{N}_2$$

b) Transformação isovolumétrica (volume constante)

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{5 \text{ atm}}{298 \text{ K}} = \frac{P_2}{313 \text{ K}}$$

$$P_2 \approx 5,6 \text{ atm}$$

9. Cálculo da quantidade de matéria em mol (a partir da equação de estado de um gás ideal):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$0,02 \cdot 6 = n \cdot 0,08 \cdot 300$$

$$n = 0,005 \text{ mol} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

10. a) $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$2,6 \cdot 10^{-6} \cdot 240\,000 = n \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$n = 0,025 \text{ mol de Hg}$$

$$1 \text{ mol de Hg} \longrightarrow 200,59 \text{ g}$$

$$0,025 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 5,01 \text{ g}$$

b) Amálgama. Sendo uma mistura homogênea.

11. Alternativa d.

$$\text{massa do vapor} = 1 \text{ g}$$

$$\text{volume do bulbo} = 410 \text{ cm}^3 = 0,41 \text{ L}$$

$$\text{pressão} = 1 \text{ atm}$$

$$\text{temperatura} = 90^\circ \text{C} = 363 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$1 \cdot 0,41 = \frac{1}{M} \cdot 0,082 \cdot 363$$

$$M = 72,6 \text{ g/mol}$$

12. Alternativa b.

$$m = 4,80 \text{ g}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$P = 1,5 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ \text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{m}{P \cdot V} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{4,80}{1,5 \cdot 1} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$M = 78,72 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$78,72 \text{ (valor próximo a 80)}$$

Conclusão: trióxido de enxofre

13. Alternativa b.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$10 \cdot 30 = n \cdot 0,082 \cdot (273 + 27)$$

$$n = 12,19 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{708}{12,19} = 58 \text{ g/mol}$$

etano: $C_2H_6 = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 = 30 \text{ g/mol}$
 butano: $C_4H_{10} = 12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ g/mol}$
 metano: $CH_4 = 12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ g/mol}$
 propano: $C_3H_8 = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 = 44 \text{ g/mol}$

Assim, o butano será o composto presente no recipiente.

14. Alternativa c.

A partir dos dados fornecidos, vem:

$$m_{\text{inicial}} = 34,867 \text{ g}$$

$$m_{\text{final}} = 34,227 \text{ g}$$

$$|\Delta m| = |34,227 - 34,867| = 0,64 \text{ g}$$

$$V = 224 \text{ cm}^3 = 224 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,224 \text{ L}$$

$$\frac{0,64 \text{ g}}{0,224 \text{ L}} = \frac{m'}{22,4 \text{ L}}$$

$$m' = 64 \text{ g} = 4 \cdot \underbrace{16 \text{ g}}_{\text{Metano}}$$

Observação: o gás deveria ter massa molar de 64 g/mol.
 SO_2

15. Alternativa a.

Teremos:

$$T = 47 + 273 = 320 \text{ K}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$2 \cdot 5 = \frac{16,77}{M} \cdot 0,082 \cdot 320$$

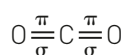
$$M = 44 \text{ g/mol}$$

$$C = 12; O = 16$$

$$CO_2 = 44 \text{ u}$$

$$M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$$

A estrutura molecular do CO_2 apresenta ligações σ e π .



16. $P_{\text{pressão exercida pelo gás}} = P_{\text{total}} - P_{\text{vapor da água}}$

$$P = 760 - 30 = 730 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ atm} \text{ — } 760 \text{ mmHg}$$

$$x \text{ — } 730 \text{ mmHg}$$

$$x = 0,960 \text{ atm}$$

$$V = 90 \text{ cm}^3 = 90 \text{ mL} = 0,090 \text{ L}$$

$$T = 29 + 273 = 302 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$0,960 \cdot 0,090 = n \cdot 0,082 \cdot 302$$

$$n = 3,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \approx 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{0,203 \text{ g}}{3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 58 \text{ g/mol}$$

17.a) $V = 1640 \text{ L}$

$$P = 300 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$m = 1,8 \text{ t} = 1,8 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$M = ?$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$300 \cdot 1640 = \frac{1,8 \cdot 10^6}{M} \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$M = 90 \text{ g/mol}$$

b) Sabendo que o t-butil mercaptana possui 4 átomos de carbono, a massa de carbono no composto é $4 \cdot 12 = 48$. Para chegar à massa molar de 90 g/mol faltam 42 ($90 - 48 = 42$), ou seja, 1 átomo de enxofre (32) e 10 átomos de hidrogênio (10); logo, a fórmula molecular desse gás é $C_4H_{10}S$.

18. Alternativa b.

Teremos:

$$R = 8,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = 160 \text{ m}^3$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot 160 = n_{CH_4} \cdot 8,2 \cdot 10^{-5} \cdot 298$$

$$n_{CH_4} = 6\,547,7 \text{ mol}$$

Então,

$$n' = 6\,547,7 \text{ mol}$$

$$V' = 1 \text{ m}^3$$

$$T' = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$P' \cdot V' = n' \cdot R \cdot T'$$

$$P' \cdot 1 = 6\,547,7 \cdot 8,2 \cdot 10^{-5} \cdot 273$$

$$P' = 146,58 \text{ atm} \approx 146 \text{ atm}$$

19. Alternativa d.

Teremos:

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ g } H_2 \text{ — } n_{H_2}$$

$$2 \text{ g } H_2 \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 0,1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$P = 0,61 \text{ atm}$$

20. Alternativa c.

A partir das informações apresentadas, temos:

$$\text{Balão contendo gás hélio: } P_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T_1$$

$$\text{Balão contendo gás metano: } P_2 \cdot V_2 = n_2 \cdot R \cdot T_2$$

Os balões apresentam volumes iguais: $V_1 = V_2 = V$

As temperaturas no interior dos balões também são iguais: $T_1 = T_2 = T$

Portanto:

$$P_1 \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{P_1}{n_1} = \frac{R \cdot T}{V}$$

$$P_2 \cdot V = n_2 \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{P_2}{n_2} = \frac{R \cdot T}{V}$$

Igualando-se as equações:

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

O número de mol de cada substância corresponde à seguinte relação:

$$n = \frac{m}{\text{massa molar}}, \text{ sendo } m = \text{massa}.$$

As massas molares do gás hélio e do gás metano são, respectivamente, 4 e 16 g/mol. Como as massas de ambos os gases são iguais, têm-se:

$$n_1 = \frac{m}{4}$$

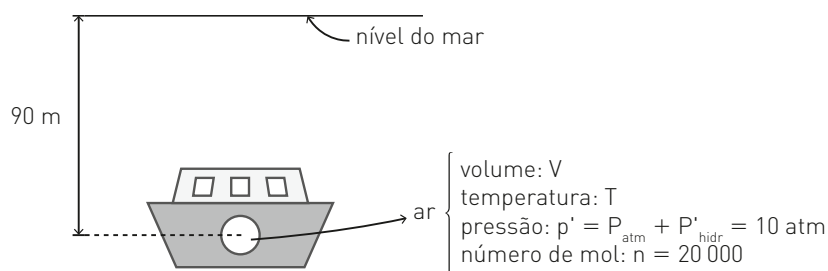
$$n_2 = \frac{m}{16}$$

Substituindo-se os valores:

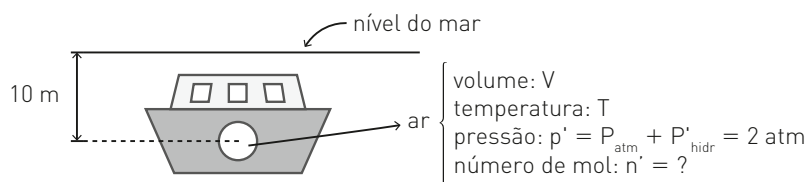
$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{n_1}{n_2} = \frac{\frac{m}{4}}{\frac{m}{16}} = \frac{16}{4} = 4$$

21. Alternativa a.

Na situação inicial, tem-se:



Na situação final:



Admitindo-se que não haja alteração na temperatura do ar no interior do balão, pode-se afirmar que:

$$\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{P' \cdot V}{n' \cdot T} \Rightarrow \frac{10 \text{ atm}}{20\,000} = \frac{2 \text{ atm}}{n'}$$

$$\therefore n' = 4\,000$$

Comparando n' e n :

$$\frac{n'}{n} = \frac{4\,000}{20\,000}$$

$$\therefore n' = 0,2n$$

Ou seja, ainda permanecem no balão 20% do ar injetado.

22. Alternativa e.

Calculamos, com a equação de estado, a massa de vapor de água presente:

$$P = 0,82 \text{ atm}$$

$$V = 37,3 \text{ L}$$

$$m = ?$$

$$M = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 100^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$0,82 \text{ atm} \cdot 37,3 \text{ L} = \frac{m \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 373 \text{ K}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$m = 18 \text{ g}$$

Calculamos o volume de água líquida utilizando a densidade:

$$1 \text{ litro de água} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1\,000 \text{ g}$$

$$V \xrightarrow{\quad\quad\quad} 18 \text{ g}$$

$$V = \frac{18 \text{ g} \cdot 1 \text{ L}}{1\,000 \text{ g}} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 18 \text{ cm}^3$$

23. a) Antes do aquecimento:

$$\text{volume do frasco} = 380 \text{ mL} = 0,38 \text{ L}$$

$$\text{massa do balão} = 100,00 \text{ g}$$

$$\text{massa da substância líquida} = 5 \text{ g}$$

$$\text{massa total} = 105 \text{ g}$$

Na temperatura de 107°C :

$$\text{massa total} = 101,85 \text{ g}$$

$$\text{massa do vapor que saiu} = 105 - 101,85 = 3,15 \text{ g}$$

$$\text{massa do vapor que restou} = 5 - 3,15 = 1,85 \text{ g}$$

$$\text{temperatura absoluta} = 107 + 273 = 380 \text{ K}$$

$$\text{volume do vapor} = 0,38 \text{ L}$$

Admitindo-se um comportamento ideal e $P = 1 \text{ atm}$:

$$PV = nRT \text{ ou } n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(1 \text{ atm}) (0,38 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) (380 \text{ K})}$$

$$n = 0,012 \text{ mol}$$

$$\text{b) } 0,012 \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1,85 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} M$$

$$M = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (1,85 \text{ g})}{(0,012 \text{ mol})} = 154 \text{ g}$$

$$\text{Massa molar} = 154 \text{ g/mol}$$

c) O líquido terá fórmula molecular geral = CX_4

Pode-se escrever:

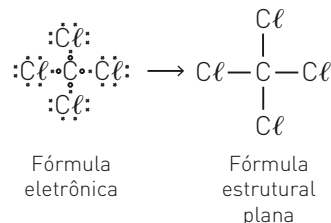
$$12 \text{ u} + 4 (\text{MA}_x) = 154 \text{ u}$$

Resolvendo:

$$\text{MA}_x = 35,5 \text{ u.}$$

Pela tabela periódica, descobre-se que o elemento X é o cloro.

Assim, o líquido terá fórmula estrutural:



Nome = tetracloreto de carbono

24. Alternativa d.

$$n_{\text{ar}} = \frac{1 \text{ L}}{25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Como a quantidade de ar que permaneceu no balão é desprezível, foram retirados do balão $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de ar. Sabendo que O_2 representa 20% do ar, o número de mol de O_2 retirado do balão foi: $0,2 \cdot 4 \cdot 10^{-2} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de O_2 .

25. Alternativa d.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ (I)}$$

$$P \cdot V = N \cdot k \cdot T \text{ (II)}$$

Dividindo (I) por (II), vem:

$$\frac{P \cdot V}{P \cdot V} = \frac{n \cdot R \cdot T}{N \cdot k \cdot T}$$

$$\frac{R}{k} = \frac{N}{n}$$

$$n = 1 \text{ mol e } N = 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\frac{R}{k} = \frac{6 \cdot 10^{23}}{1}$$

$$\frac{R}{k} = 6 \cdot 10^{23}$$

26. Alternativa c.**27. Alternativa b.****28. Alternativa a.****29. Alternativa c.**

Cálculo da quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H_2 , mantido a 2 atm e 273 K:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$R = \text{constante}$

De acordo com a tabela:

$T = \text{constante}$

$V = \text{constante}$

$$n = P \cdot \frac{V}{R \cdot T}$$

$$n = k \cdot P$$

$$n = k \cdot 2 = 2k$$

Para o hidrogênio (H_2):

$$n = 2 \cdot 2k = 4k$$

O número de mol é diretamente proporcional à pressão, então:

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (L)	n (mol)	Átomos (mol)
1	O_3	273	1	22,4	k	3k
2	Ne	273	2	22,4	2 k	2 k
3	He	273	4	22,4	4 k	4 k
4	N_2	273	1	22,4	k	2k
5	Ar	273	1	22,4	k	k

O gás do recipiente 3 (He) contém a mesma quantidade de átomos que o de um recipiente selado de 22,4 L contendo H_2 , mantido a 2 atm e 273 K, ou seja, 4 k átomos.

30. Alternativa e.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Como P e T são iguais para todos os gases, o número de mol será diretamente proporcional ao volume.

Gás	Volume	Número de moléculas	Número de átomos
CO	20 L	2n	$2n \cdot 2 = 4n$
CO_2	20 L	2n	$2n \cdot 3 = 6n$
O_2	10 L	n	$n \cdot 2 = 2n$
C_2H_4	10 L	n	$n \cdot 6 = 6n$

Capítulo 32 Mistura de gases

Objetivos do capítulo

- Associar o número de mol de cada gás presente em uma mistura gasosa com a sua contribuição para a pressão total exercida pela mistura;
- associar o número de mol de cada gás presente em uma mistura gasosa com a sua contribuição para o volume total ocupado pela mistura.

Sugestões de abordagem

Este tópico não permite uma abordagem a partir de experimentos. Acreditamos que os esquemas apresentados no texto possam ser usados para explicar as características das misturas gasosas.

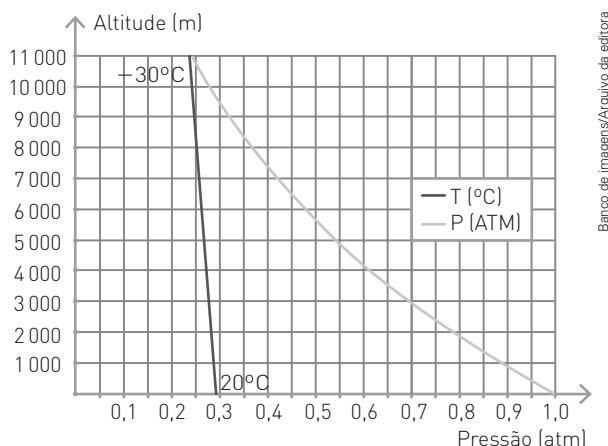
Algo a mais

1. Aeronaves comerciais e pressão atmosférica

Em geral, as aeronaves comerciais utilizam níveis de voo que variam de 9 a 12 mil metros. Em altitudes elevadas, a pressão atmosférica externa fica consideravelmente diminuída. Para compensar os efeitos externos dessa diminuição de altitude, garantir o bem-estar e até mesmo a sobrevivência dos passageiros e da tripulação, o interior da aeronave é pressurizado à medida que ganha altura. Isso é feito injetando-se mais ar em seu interior, de tal modo que a pressão interna do avião permaneça semelhante à pressão atmosférica externa — por volta de 2 000 m de altitude.

A despressurização ocorre quando há perda de pressão ocasionada por mau funcionamento do sistema de vedação ou por vazamento na fuselagem do avião. Pode ocorrer de forma lenta ou rápida, causando desde fadiga e dor de cabeça até a morte dos passageiros e da tripulação.

O gráfico a seguir representa o comportamento da pressão em uma aeronave que não foi pressurizada à medida que ganha altitude. Ao gráfico ainda foi adicionada uma linha que representa a variação da temperatura em função da altitude.



A partir da análise do gráfico, os estudantes deverão responder:

1. Qual é a relação entre a pressão e a altitude?

- Qual é a relação entre a temperatura e a altitude?
- Qual é a relação entre a pressão e a temperatura?
- Sabendo-se que a taxa de decréscimo da temperatura é de 1 °C para cada acréscimo de 200 metros de altitude, qual seria a temperatura no interior da aeronave a uma altitude de 5000 m, considerando-se que a temperatura ao nível do mar fosse de 20 °C?

5. Normalmente a pressão de uma cabine pressurizada corresponde à pressão de quantas atmosferas?

6. Considerando a cabine do avião um sistema fechado, o que se pode afirmar sobre o volume ocupado pelo ar dentro da aeronave antes e depois da pressurização?

Use o texto para trabalhar com os estudantes leitura e interpretação de gráficos.

Certifique-se de que eles se apropriaram dos conceitos de grandezas diretamente e inversamente proporcionais usando outros exemplos não referentes a gases, como:

- quanto mais areia se tira de um buraco no chão, maior fica o buraco. Então, a quantidade de areia retirada e a profundidade do buraco são grandezas diretamente ou inversamente proporcionais?
- quanto maior a velocidade de um corredor, menor o tempo gasto para percorrer um dado percurso. Então, a velocidade e o tempo são grandezas diretamente ou inversamente proporcionais?

Considere também que muitos estudantes nunca andaram de avião; por isso, comente com eles que o tempo das viagens nesse meio de transporte é menor se comparado aos transportes terrestres. Fale sobre as profissões de piloto, copiloto e co-missário(a) de bordo e temas relacionados, voltando novamente ao assunto dos gases.

2. O uso do gás oxigênio na Medicina

O gás oxigênio é utilizado nas indústrias para variadas aplicações; por exemplo, no enriquecimento do ar em fornos siderúrgicos, processo que oferece vantagens como a redução do consumo de derivados de petróleo e aumento de produção de metais. Na indústria de papel e celulose, o oxigênio é utilizado como branqueador.

Por ser vital para a sobrevivência humana, é utilizado também na Medicina desde os primeiros socorros até cirurgias de maior complexidade. Como gás medicinal, tem sua pureza rigorosamente controlada por testes para garantir sua adequação à inalação.

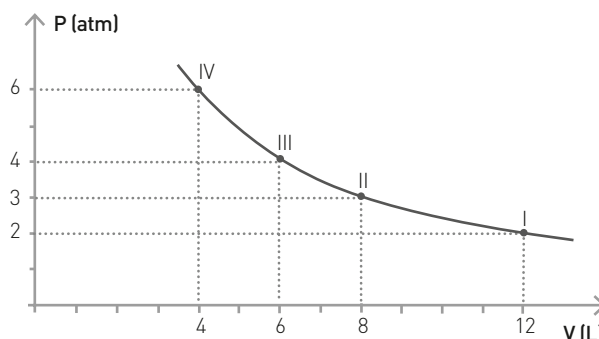
Nas incubadoras de recém-nascidos, as chances de sobrevivência aumentam com o enriquecimento do ar com oxigênio. A mistura gasosa de alta pureza (21% de oxigênio e 79% de nitrogênio) iguala-se ao ar atmosférico, porém é isenta de umidades, micro-organismos como fungos e bactérias, resíduos poluentes e outros contaminantes presentes no ar atmosférico. Pela sua alta pureza é indicada para uso terapêutico em tratamentos intensivos, cirurgias, nebulizações, bem como na movimentação pneumática de aparelhos de anestesia, respiradores de UTIs e secagem de instrumentos cirúrgicos.

Fonte: <www.oxygeniobrasil.com.br/oxigenio.htm>. Acesso em: 7 maio 2018.

- Um cilindro com 10 litros de capacidade recebeu 1 m^3 de gás oxigênio medicinal a uma pressão de 284,46 psi (*pound per square inch*, ou libra força por polegada quadrada). Admita que esse cilindro e seu conteúdo entraram em equilíbrio térmico com o ambiente a uma temperatura de 27°C , e responda ao que se pede.
Dado: massa molar $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$.
 - Sabendo que 1 psi equivale a 0,068 atm, qual a pressão em atmosfera do gás oxigênio ao ser injetado no cilindro?
 - Qual a massa, em kg, de gás oxigênio dentro do cilindro?
- Em um procedimento terapêutico, o médico regula a pressão do manômetro de um cilindro para 6,8 bar. Sabe-se que o gás sai do equipamento com uma vazão de 1 L por minuto e que tal procedimento terá duração de 8 horas. Admita que nesse intervalo de tempo são liberados 3,8 kg de gás a uma temperatura de 20°C . Qual é a cor da calota do cilindro que corresponde a esse gás? Justifique. Dados:
 $R = 8,31451 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{bar} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
 Massas molares (g/mol): N_2 : 28; Ar: 40; He: 4; $\text{O}_2 = 32$; ar sintético*: 28,8; H_2 : 2.



- Uma amostra de 1,0 mol de um gás tem suas variáveis de estado relacionadas no gráfico abaixo. Determine o valor aproximado da temperatura dessa amostra.



- As incubadoras aumentam as chances de sobrevivência de recém-nascidos. Nelas, a mistura gasosa de alta pureza (21% de oxigênio e 79% de nitrogênio) iguala-se ao ar atmosférico; porém, é livre de umidade, microrganismos, resíduos e contaminantes. Faça uma pesquisa sobre as situações em que um recém-nascido é encaminhado para a incubadora.
Além disso, procure saber se o hospital público mais próximo de sua casa possui incubadoras. Se sim, quantas são? Elas são suficientes para atender à demanda do hospital? Os hospitais, tanto públicos como particulares, são obrigados a possuir esse equipamento?

3. Determinando a porcentagem em volume de oxigênio (O_2) presente no ar

O ar atmosférico é formado basicamente por N_2 e O_2 , sendo que o O_2 reage em contato com o ferro, em determinadas condições, formando óxidos de ferro ("ferrugem").

* O ar sintético é uma mistura gasosa composta de 20% de oxigênio e nitrogênio como quantidade complementar.

Com base nessa informação e utilizando a aparelhagem a seguir, você pode determinar aproximadamente a quantidade em volume de O_2 presente no ar.

Material

- palha de aço
- recipiente transparente
- régua
- garrafa plástica de refrigerante
- fita adesiva ou cola
- água

Procedimento



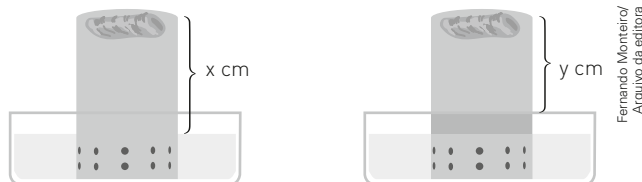
Corte a parte superior da garrafa plástica, conforme indicado na figura acima.

Faça vários furos próximo à borda da garrafa. Com o auxílio da fita adesiva ou da cola, fixe a palha de aço umedecida no fundo da garrafa.

Coloque a garrafa, com a boca para baixo, no interior do recipiente transparente e, a seguir, coloque água no recipiente até cobrir os furos da garrafa.

Com o auxílio de uma régua, determine a distância entre o nível da água e o fundo da garrafa.

Deixe o sistema em repouso por alguns dias e, depois, determine a distância entre o nível da água no interior da garrafa e o seu fundo.



Considerando que x cm equivale ao volume total do ar ($N_2 + O_2$) e que y cm equivale ao volume do N_2 , você pode estabelecer a seguinte relação:

$$\begin{aligned} x \text{ cm} & \text{ ————— } 100\% \text{ (em volume)} \\ y \text{ cm} & \text{ ————— } a \text{ (em volume)} \\ \text{em que } a & = \% \text{ em volume de } N_2. \end{aligned}$$

Portanto: $(100 - a)\% = \% \text{ em volume de } O_2$.

Os valores obtidos pelos alunos serão diferentes. No entanto, a média dos valores obtidos será de 21%.

Conexão

Pressão parcial e respiração (p. 569)

Para contextualizar a leitura, relacione-a com a situação dos jogadores de futebol que vão participar de campeonatos em regiões de maior altitude e que passam mal, sofrendo de hipoxia. Isso despertará a atenção dos estudantes e os deixará curiosos pelo assunto.

1. I. O_2 ; razão = $\frac{159}{116} = 1,37$.

II. CO_2 ; razão = $\frac{0,3}{32} = 0,009$.

III. H_2O ; razão = $\frac{4,7}{47} = 0,1$.

2. 0,21 mmHg (aproximadamente).

3. 83,68 mmHg (aproximadamente). A pressão dentro da cabine de passageiros deve ser maior que a pressão atmosférica, a fim de simular as condições da superfície, ou seja, pressão total no interior da cabine próxima a 760 mmHg (1 atm).

4. Ferro.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 573)

1. a) Oxigênio: 4 mol; cloro: 6 mol.

b) $n_T = 4 \text{ mol} + 6 \text{ mol} = 10 \text{ mol}$

c) $x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} = \frac{4}{10} = 0,4 \text{ (40\%)}$

$$x_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_T} = \frac{6}{10} = 0,6 \text{ (60\%)}$$

d) $P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P_T = 0,4 \cdot 20 \text{ atm} = 8 \text{ atm}$

$$P_{Cl_2} = x_{Cl_2} \cdot P_T = 0,6 \cdot 20 \text{ atm} = 12 \text{ atm}$$

$$2. \left. \begin{array}{l} n_{\text{verde}} = 4n \\ n_{\text{preto}} = 6n \end{array} \right\} n_{\text{total}} = 10n$$

Usando a expressão:

$$\frac{n_{\text{verde}}}{n_{\text{total}}} = \frac{V_{\text{verde}}}{V_{\text{total}}}$$

$$V_{\text{verde}} = \frac{n_{\text{verde}}}{n_{\text{total}}} \cdot V_{\text{total}} = \frac{4n}{10n} \cdot 5,0 \text{ L} = 2,0 \text{ L}$$

$$3. \frac{n_{\text{preto}}}{n_{\text{total}}} = \frac{V_{\text{preto}}}{V_{\text{total}}}$$

$$V_{\text{preto}} = \frac{n_{\text{preto}}}{n_{\text{total}}} \cdot V_{\text{total}} = \frac{6n}{10n} \cdot 5,0 \text{ L} = 3,0 \text{ L}$$

Ou ainda:

$$V_{\text{total}} = V_{\text{preto}} + V_{\text{verde}}$$

$$5,0 \text{ L} = V_{\text{preto}} + 2,0 \text{ L} \Rightarrow V_{\text{preto}} = 3,0 \text{ L}$$

$$4. a) n_{\text{total}} = n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_2\text{H}_6}$$

$$n_{\text{total}} = 0,5 \text{ mol} + 1,5 \text{ mol} = 2,0 \text{ mol}$$

$$P_{\text{total}} \cdot V = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{total}} \cdot 30 = 2,0 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P_{\text{total}} = 1,64 \text{ atm}$$

$$b) X_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{total}}} = \frac{0,5}{2,0} = 0,25$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6}}{n_{\text{total}}} = \frac{1,5}{2,0} = 0,75$$

$$c) P_{\text{CH}_4} = X_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 0,25 \cdot 1,64 = 0,41 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = X_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,75 \cdot 1,64 = 1,23 \text{ atm}$$

$$5. n_{\text{N}_2} = \frac{n}{M} = \frac{14}{28} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{n}{M} = \frac{9}{2} = 4,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 0,5 \text{ mol} + 4,5 \text{ mol} = 5 \text{ mol}$$

$$X_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{0,5}{5} = 0,1 \Rightarrow 10\%$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{4,5}{5} = 0,9 \Rightarrow 90\%$$

Composição: 10% em volume de N_2 e 90% em volume de H_2 .

$$6. 16\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{\text{O}_2} = 0,16$$

$$24\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{\text{He}} = 0,24$$

$$60\% \text{ em volume} \Rightarrow X_{\text{N}_2} = 0,60$$

$$P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 0,16 \cdot 4000 = 640 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{He}} = X_{\text{He}} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{He}} = 0,24 \cdot 4000 = 960 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{N}_2} = 0,60 \cdot 4000 = 2400 \text{ mmHg}$$

7. a) O hidrogênio exercerá maior pressão, pois está presente em maior quantidade (maior número de mol).

$$b) n_{\text{H}_2} = 1,2 \text{ mol}; n_{\text{O}_2} = 0,8 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2} = 1,2 \text{ mol} + 0,8 \text{ mol} = 2 \text{ mol}$$

$$P_{\text{total}} = 4 \text{ atm}; V = 22,4 \text{ L}; T = ?$$

$$P_{\text{T}} \cdot V = n_{\text{T}} \cdot R \cdot T$$

$$4 \cdot 22,4 = 2 \cdot \left(\frac{22,4}{273} \right) \cdot T \Rightarrow T = 546 \text{ K} = 273^\circ \text{C}$$

$$8. P_{\text{H}_2}:$$

Estado inicial:

$$P_1 = 4 \text{ atm}$$

$$V_1 = 2 \text{ L}$$

Estado final:

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 10 \text{ L}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$4 \cdot 2 = P_2 \cdot 10 \Rightarrow P_2 = P_{\text{H}_2} = 0,8 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2}:$$

Estado inicial:

$$P_1 = 2 \text{ atm}$$

$$V_1 = 8 \text{ L}$$

Estado final:

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 10 \text{ L}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$2 \cdot 8 = P_2 \cdot 10 \Rightarrow P_2 = P_{\text{N}_2} = 1,6 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2} \Rightarrow P_{\text{total}} = 0,8 + 1,6 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{\text{total}} = 2,4 \text{ atm}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 577)

1. I. Como todo He contido no frasco A passa para o frasco B, a pressão no último corresponde à pressão do H_2 e à pressão do He (já que o volume ocupado pelos gases continua sendo de 1L).

$$P_T = P_{H_2} + P_{He} = 608 \text{ mmHg} + 152 \text{ mmHg} = 760 \text{ mmHg}$$

$$\text{II. } X_{He} = \frac{P_{He}}{P_T} = \frac{152 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = 0,2$$

$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_T} = \frac{608 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = 0,8$$

$$\text{III. } X_{He} = \frac{V_{He}}{V_T} = 0,2 = 20\% \text{ em volume}$$

$$X_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_T} = 0,8 = 80\% \text{ em volume}$$

$$\text{IV. Massa molar aparente} = X_{He} \cdot M_{He} + X_{H_2} \cdot M_{H_2}$$

$$\text{Massa molar aparente} = 0,2 \cdot 4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 0,8 \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{aparente}} = 2,4 \text{ g/mol}$$

2. a) $P = ?$
 $V = 10 \text{ L}$
 $n_{\text{total}} = 0,20 + 0,30 + 0,40 = 0,90 \text{ mol}$
 $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{0,90 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 298 \text{ K}}{10 \text{ L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$P = 2,2 \text{ atm}$$

$$\text{b) } P_{CH_4} = X_{CH_4} \cdot P = \frac{0,20 \text{ mol}}{0,90 \text{ mol}} \cdot 2,2 \text{ atm} = 0,49 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = X_{H_2} \cdot P = \frac{0,30 \text{ mol}}{0,90 \text{ mol}} \cdot 2,2 \text{ atm} = 0,73 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = P - P_{H_2} - P_{CH_4} = 2,2 \text{ atm} - 0,73 \text{ atm} - 0,49 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = 0,98 \text{ atm}$$

3. Alternativa d.

$$P_{CH_4} = ?$$

$$V = 30,0 \text{ L}$$

$$n_{CH_4} = 0,5 \text{ mol}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P_{CH_4} \cdot V = n_{CH_4} \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{30 \text{ L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$P = 0,41 \text{ atm}$$

4. Alternativa e.

$$0,5 \text{ mol } CH_4 + 1,5 \text{ mol } C_2H_6 = 2 \text{ mol de gás}$$

$$1 \text{ mol de gás} \longrightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$2 \text{ mol de gás} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{2 \text{ mol de gás} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de gás}} = 12 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

5. Alternativa a.

Calculamos o número de mol de cada um dos gases e a quantidade total:

$$\left. \begin{aligned} n_{N_2} &= \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = \frac{42 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,5 \text{ mol} \\ n_{O_2} &= \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol} \end{aligned} \right\} n_{\text{total}} = 2,0 \text{ mol}$$

Com a equação de estado calculamos a pressão total:

$$P = ?$$

$$V = 2,0 \text{ L}$$

$$n_{\text{total}} = 2,0 \text{ mol}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{2 \text{ L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$P = 24,6 \text{ atm}$$

Determinamos, então, as pressões parciais:

$$P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P = \frac{1,5 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} \cdot 24,6 \text{ atm} = 18,45 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} \cdot 24,6 \text{ atm} = 6,15 \text{ atm}$$

6. Alternativa a.

Primeiro método:

- número de mol de Ne:

$$P_{Ne} \cdot V = n_{Ne} \cdot R \cdot T$$

$$n_{Ne} = \frac{P_{Ne} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,65 \text{ mol} \cdot 0,25 \text{ L}}{R \cdot T} = 0,1625 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T}$$

- número de mol de Ar:

$$P_{Ar} \cdot V = n_{Ar} \cdot R \cdot T$$

$$n_{Ar} = \frac{P_{Ar} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,25 \text{ mol} \cdot 0,45 \text{ L}}{R \cdot T} = 0,5625 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T}$$

- número de mol total:

$$n = n_{Ne} + n_{Ar} = (0,1625 + 0,5625) \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T} = 0,725 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T}$$

- pressão total:

$$V_T = 0,250 \text{ L} + 0,45 \text{ L} = 0,70 \text{ L}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{\frac{0,725 \text{ atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T} \cdot R \cdot T}{0,70 \text{ L}} = 1,03 \text{ atm}$$

7. Alternativa a.

Quantidade em mol de CO_2 :

$$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \xrightarrow{\quad} 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \xrightarrow{\quad} 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x = \frac{1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 1 \text{ mol}}{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Quantidade em mol de H_2 :

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{0,15 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Nas CNTP (0 °C e 1 atm):

$$P_{\text{CO}_2} = X_{\text{CO}_2} \cdot P = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{(2,5 \cdot 10^{-2} + 7,5 \cdot 10^{-2}) \text{ mol}} \cdot 1 \text{ atm} = 0,25 \text{ atm}$$

8. Alternativa a.

Quantidade em mol dos gases:

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{CO}_2} &= \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{88 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ mol} \\ n_{\text{SO}_2} &= \frac{m_{\text{SO}_2}}{M_{\text{SO}_2}} = \frac{128 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ mol} \end{aligned} \right\} 4 \text{ mol de gás}$$

Volume do cilindro:

$$P = 4,92 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$n = 2 \text{ mol de } \text{SO}_2$$

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{4,92 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$V = 10 \text{ L}$$

Pressão total:

$$P = ?$$

$$V = 10 \text{ L} + 10 \text{ L} = 20 \text{ L}$$

$$n = 4 \text{ mol}$$

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{4 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{20 \text{ L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$P = 4,92 \text{ atm}$$

9. Alternativa a.

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{1}{100} \cdot 1 \text{ atm} = 0,01 \text{ atm}$$

$$V = 24,6 \text{ m}^3 = 24,6 \cdot 10^3 \text{ L}$$

$$m = ?$$

$$M = 44 \text{ g/mol}$$

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$m = \frac{0,01 \text{ atm} \cdot 24,6 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}$$

$$m = 440 \text{ g}$$

10. Alternativa b.

11. Alternativa b.

A pressão parcial do gás oxigênio ao nível do mar é igual a 21% da pressão atmosférica do ar, assim temos:

$$p_{\text{O}_2} = 0,21 \cdot 100 \text{ 000}$$

$$p_{\text{O}_2} = 21 \text{ 000 Pa}$$

Em La Paz, a pressão de O_2 é 40% menor, então:

$$p_{\text{O}_2} = 0,60 \cdot 21 \text{ 000}$$

$$p_{\text{O}_2} = 12 \text{ 600 Pa}$$

12. Alternativa d.

Uma mistura gasosa ideal não reagente, formada por 10 g de gás hidrogênio, 10 g de gás hélio e 70 g de gás nitrogênio encontra-se acondicionada em um balão de volume igual a 5 L, sob temperatura de 27 °C, então, a partir dos dados, vem:

Na mistura, tem-se:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m}{M} = \frac{70 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = 5 + 2,5 + 2,5 = 10 \text{ mol}$$

A pressão parcial nas condições citadas no texto é diretamente proporcional ao número de mols parcial. Conclusão:

$$\frac{P_{\text{He}}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} \Rightarrow P_{\text{He}} = 0,25 \cdot P_{\text{mistura}}$$

$$\frac{P_{\text{N}_2}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} \Rightarrow P_{\text{N}_2} = 0,25 \cdot P_{\text{mistura}}$$

$$\frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{5}{10} \Rightarrow P_{\text{H}_2} = 0,50 \cdot P_{\text{mistura}}$$

$$P_{\text{He}} = P_{\text{N}_2} = \frac{1}{2} P_{\text{H}_2}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_{\text{mistura}} \cdot V = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$$

$$P_{\text{mistura}} \cdot 5 = 10 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P_{\text{mistura}} = 49,2 \text{ atm}$$

$$X_{\text{He}} = \frac{P_{\text{He}}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} = 0,25 = 25\%$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{5}{10}$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{5} = \frac{5}{10} \Rightarrow V_{\text{H}_2} = 2,5 \text{ L}$$

$$13. V_{\text{C}_2\text{H}_6} = V_{\text{O}_2} \text{ e } T_{\text{C}_2\text{H}_6} = T_{\text{O}_2}$$

$$\frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{P_{\text{C}_2\text{H}_6}}{P_{\text{O}_2}} = \frac{171 \text{ mmHg}}{570 \text{ mmHg}} = 0,3$$

$$\therefore 0,3 \cdot 100 = 30$$

14. O volume parcial de um gás em uma mistura gasosa é o volume que teria esse gás submetido à pressão total da mistura na mesma temperatura. Volume parcial de $\text{CH}_4 = 6 \text{ L}$. Pressão total = ?

$$P_{\text{total}} = n \cdot \frac{R \cdot T}{V} = \frac{75 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{30 \text{ L}}$$

$$P_{\text{total}} = 61,5 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{total}}} \cdot P_{\text{total}} = \frac{15 \text{ mol}}{15 \text{ mol}} \cdot 61,5 \text{ atm} = 12,3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CH}_4} = 12 \text{ atm}$$

15. Alternativa d.

$$p_{\text{NO}} = \frac{3}{5} \cdot p_{\text{H}_2} \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{3}{5} \cdot n_{\text{H}_2}$$

$$n_{\text{NO}} = \frac{m_{\text{NO}}}{M_{\text{NO}}} = \frac{m_{\text{NO}}}{30} \text{ mol}; n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{2} \text{ mol}$$

$$m_{\text{NO}} = 9 \cdot m_{\text{H}_2}$$

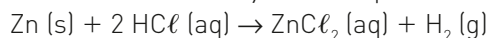
$$m_{\text{NO}} + m_{\text{H}_2} = 20 \text{ g}$$

$$9 \cdot m_{\text{H}_2} + m_{\text{H}_2} = 20 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{H}_2} = 2 \text{ g}$$

$$p\%(\text{H}_2) = \frac{2 \text{ g}}{20 \text{ g}} = 0,1 = 10\%$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 576)

1. Trata-se de uma reação de simples troca (deslocamento), já que o Zn é mais reativo que o H.



2. H_2 , gás hidrogênio.

$$\begin{array}{l} 9 \text{ moléculas} \\ \text{na fase gasosa} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 6 \text{ moléculas de } \text{H}_2 \\ 3 \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

$$3. P_{\text{H}_2\text{O}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{total}} = \frac{3 \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}}{9 \text{ moléculas}} \cdot 0,9 \text{ atm} = 0,3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = X_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{total}} = \frac{6 \text{ moléculas de } \text{H}_2}{9 \text{ moléculas}} \cdot 0,9 \text{ atm} = 0,6 \text{ atm}$$

4. Alternativa c.

- (3) para uma quantidade fixa de um gás ideal, a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura.
- (2) sob as mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de dois gases ideais contêm igual número de moléculas.
- (4) a pressão total de uma mistura de gases ideais é igual à soma das pressões individuais de cada gás presente na mistura.
- (1) razão entre o número de mol de um gás ideal, presente em uma mistura gasosa, e o número total de mol dos gases constituintes da mistura.
- (5) para uma quantidade fixa de um gás ideal, à pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura.

5. Alternativa a.

A pressão do N_2 no início é igual a 0 e aumenta à medida que o N_2 é injetado, o que provoca também um aumento da pressão total.

Como o N_2 , junto com o CO_2 e o NO_2 , contribui para a pressão total, a P_{N_2} não poderá ser, em momento algum, maior que a pressão total (o que descarta a alternativa e).

A adição de N_2 diminui a X_{CO_2} e X_{NO_2} , mas na mesma proporção aumenta a pressão total, mantendo P_{CO_2} e P_{NO_2} constantes.

6. a) Volume da sala = $50 \text{ m}^2 \cdot 3 \text{ m} = 150 \text{ m}^3$

$$\text{Pressão do ar} = 4 \cdot 21\,000 \text{ Pa} = 84\,000 \text{ Pa}$$

$$\text{Temperatura do ar} = 32^\circ\text{C} = 305 \text{ K}$$

$$\text{Mol de ar na sala} = n$$

Como o ar se comporta como um gás ideal, temos:

$$PV = nRT$$

$$84\,000 \text{ Pa} \cdot 150 \text{ m}^3 =$$

$$= n \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 305 \text{ K} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n = \frac{84\,000 \cdot 150}{8,314 \cdot 305} = 4\,969 \text{ mol de ar}$$

- b) O ar contém 78% em mol de nitrogênio, 21% em mol de oxigênio e 1% em mol de argônio. Com isso, temos:

$$\begin{aligned} n \text{ de ar} &= 4\,969 \text{ mol} \\ n_{N_2} &= 0,78 \cdot 4\,969 = 3\,875,81 \text{ mol de } N_2 \\ n_{O_2} &= 0,21 \cdot 4\,969 = 1\,043,5 \text{ mol de } O_2 \\ n_{Ar} &= 0,01 \cdot 4\,969 = 49,69 \text{ mol de ar} \end{aligned}$$

Massa de ar na sala:

$$\begin{aligned} \text{mol de } N_2 &\text{ ————— } 28 \text{ g} \\ 3\,875,81 \text{ mol} &\text{ ————— } m_{N_2} \end{aligned}$$

$$m_{N_2} = 108\,522 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de } O_2 \text{ ————— } 32 \text{ g}$$

$$1\,043,5 \text{ mol} \text{ ————— } m_{O_2}$$

$$m_{O_2} = 33\,392 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de ar} \text{ ————— } 40 \text{ g}$$

$$49,69 \text{ mol} \text{ ————— } m_{Ar}$$

$$m_{Ar} = 1\,987,6 \text{ g}$$

$$\text{Massa de ar} = m_{N_2} + m_{O_2} + m_{Ar} = 143\,781 \text{ g}$$

Caso Rango tivesse a mesma massa que a do ar do sal (= 144 kg), ele estaria pior, ou seja, mais distante do peso ideal.

7. Alternativa b.

$$T = \text{constante}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$P_{O_2} = P_{\text{total}} - P_{\text{vapor da água}}$$

$$P_{O_2} = 1 \text{ atm} - 0,028 \text{ atm} = 0,972 \text{ atm}$$

$$V_{O_2} = 500 \text{ mL}$$

$$P_{\text{total}} = 1 \text{ atm}$$

$$V_{O_2 \text{ seco}} = ?$$

$$P_{O_2} \cdot V_{O_2} = P_{\text{total}} \cdot V_{O_2 \text{ seco}}$$

$$0,972 \cdot 500 = 1 \cdot V_{O_2 \text{ seco}}$$

$$V_{O_2 \text{ seco}} = 486 \text{ mL}$$

$$\left. \begin{aligned} 8. P_1 &= 1,03 \text{ atm} & P_2 &= 1 \text{ atm} \\ V_1 &= 100 \text{ cm}^3 & V_2 &= ? \\ T_1 &= 23^\circ\text{C} = 296 \text{ K} & T_2 &= 273 \text{ K} \end{aligned} \right\} \text{CNTP}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{1,03 \text{ atm} \cdot 100 \text{ cm}^3}{296 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{273 \text{ K}}$$

$$V_2 = 95 \text{ cm}^3.$$

9. a) Nas CNTP, 22,4 L de gás correspondem a 1 mol.

$$n_{He} = \frac{m_{He}}{M_{He}} = \frac{2 \text{ g}}{4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol}$$

Assim, o número de mol de H_2 é:

$$\begin{aligned} n_{\text{total}} &= n_{He} + n_{H_2} \Rightarrow n_{H_2} = 1 - 0,5 \text{ mol} = \\ &= 0,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n_{H_2} &= \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} \Rightarrow m_{H_2} = x = 0,5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= 1 \text{ g.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{b) } \left. \begin{aligned} P_1 &= 1 \text{ atm} \\ V_1 &= 22,4 \text{ L} \\ T_1 &= 273 \text{ K} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} P_2 &= ? \\ V_2 &= 5,6 \text{ L} \\ T_2 &= 273 \text{ K} \end{aligned} \\
 \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} &= \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \\
 P_2 &= \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L} \cdot 273 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 5,6 \text{ L}} = \\
 &= 4 \text{ atm.}
 \end{aligned}$$

10. Alternativa b.

$$p_{N_2} = 0,40 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = 0,20 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = 2 \cdot p_{O_2} \rightarrow n_{N_2} = 2 \cdot n_{O_2}$$

$$\frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = 2 \cdot \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

$$\frac{7}{28} = 2 \cdot \frac{m_{O_2}}{32}$$

$$m_{O_2} = 4 \text{ g}$$

11. Alternativas corretas = 01, 02, 04 e 08; soma = 15.

01) A fração, em mols, de hidrogênio é 0,8.

$$m_{H_2} = 8 \text{ g} \rightarrow n_{H_2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol}$$

$$m_{O_2} = 32 \text{ g} \rightarrow n_{O_2} = \frac{32}{32} = 1 \text{ mol}$$

$$X_{H_2} = \frac{4}{4+1} = 0,8$$

02) A pressão parcial do oxigênio é 10 kPa.

$$m_{O_2} = 32 \text{ g} \rightarrow n_{O_2} = \frac{32}{32} = 1 \text{ mol}$$

$$X_{O_2} = \frac{P_{O_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\frac{1}{5} = \frac{P_{O_2}}{50}$$

$$P_{O_2} = 10 \text{ kPa}$$

04) O volume parcial do hidrogênio é 32 litros.

$$m_{H_2} = 8 \text{ g} \rightarrow n_{H_2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol}$$

$$X_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_{\text{total}}}$$

$$\frac{4}{5} = \frac{V_{H_2}}{40}$$

$$V_{H_2} = 32 \text{ L}$$

08) A porcentagem, em volume, do oxigênio é 20%.

$$P_{O_2} = 10 \text{ kPa}$$

$$P_{\text{total}} = 50 \text{ kPa}$$

$$\% \text{ volume} = \% \text{ pressão}$$

$$\% \text{ volume} = \frac{P_{O_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\% \text{ volume} = \frac{10}{50} = 0,2$$

$$\% \text{ volume} = 0,2 = \frac{20}{100}$$

$$\% \text{ volume} = 20 \%$$

16) A pressão parcial do hidrogênio é 40 kPa.

$$m_{H_2} = 8 \text{ g} \rightarrow n_{H_2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ mol}$$

$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_{\text{total}}}$$

$$\frac{4}{5} = \frac{P_{H_2}}{50}$$

$$P_{H_2} = 40 \text{ kPa}$$

12. Antes de abrir a válvula:

– número de mol de CO_2 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n_{O_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{R \cdot T} = 18 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T}$$

– número de mol total:

$$(1 + 18) \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T} = 19 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T}$$

Ao abrir a válvula, os gases se expandem e passam a ocupar os dois recipientes, em um volume total de 4 L, exercendo neles a mesma pressão.

– pressão total:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\begin{aligned}
 P &= \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{19 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{R \cdot T} \cdot R \cdot T}{4 \text{ L}} = \\
 &= 4,75 \text{ atm.}
 \end{aligned}$$

– pressões parciais:

$$P_{CO_2} = \frac{1}{19} \cdot 4,75 = 0,25 \text{ atm.}$$

$$P_{O_2} = \frac{18}{19} \cdot 4,75 = 4,5 \text{ atm.}$$

Estão corretas as alternativas a, b e c.

$$P_{\text{total}} = P_{O_2} + P_{H_2O}$$

$$1,06 \text{ atm} = P_{O_2} + 0,03 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 1,03 \text{ atm.}$$

13. V – V – V – F – F.

14. 08) O número de átomos de hidrogênio é igual a quatro vezes o número de átomos de hélio nessa mistura.

15. Alternativa d.

Os gases inflamáveis são o H_2 e o CH_4 .

A porcentagem em volume é igual à porcentagem em mol. Assim, se houvesse 100 mol de gás, teríamos 21 mol de H_2 (21%) e 7 mol de CH_3 (7%).

Em massa:

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = m_{H_2} = 21 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 42 \text{ g}.$$

$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}} = m_{CH_4} = 7 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 112 \text{ g}.$$

Como a massa do metano é maior, apresenta maior porcentagem em massa.

16. Alternativa c.

a) falsa;

1 mol de NO_2 + 2 mol de SO_2 + 2 mol de CO = 5 mol de gás ($5 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas).

b) falsa;

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} =$$

$$= \frac{5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L} \cdot 300 \text{ K}}{100 \text{ L} \cdot \text{mol K}} = 1,23 \text{ atm}.$$

$$m_{NO_2} = n_{NO_2} \cdot M_{NO_2} = 1 \text{ mol} \cdot 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 46 \text{ g}.$$

$$m_{SO_2} = n_{SO_2} \cdot M_{SO_2} = 2 \text{ mol} \cdot 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 128 \text{ g}.$$

c) Verdadeira;

$$m_{CO} = n_{CO} \cdot M_{CO} = 2 \text{ mol} \cdot 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 56 \text{ g}.$$

$$\% \text{ de massa de } NO_2 = \frac{46}{(46 + 128 + 56)} \cdot 100 = 20\%$$

d) falsa;

$$V_1 = 0,1 \text{ m}^3 = 100 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

$$T_1 = 27^\circ \text{C} = 300 \text{ K} \quad T_2 = 450 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{100 \text{ L} \cdot 450 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 150 \text{ L}.$$

17. Alternativa e.

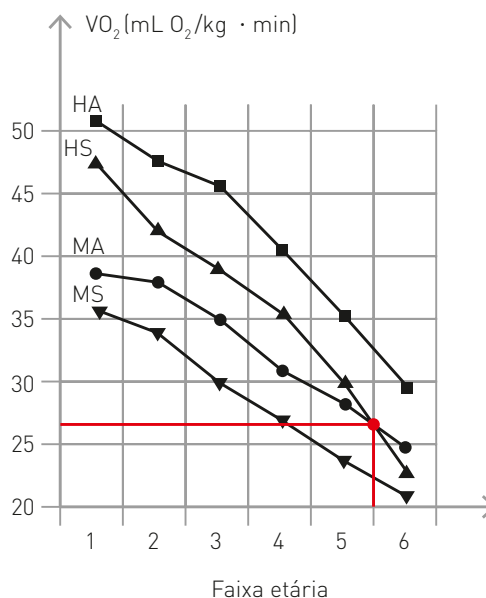
18. Alternativas corretas: 01, 02, 08; soma = 11.

19. Alternativa c.

20. a) O ar que respiramos é composto por, aproximadamente, 20% de gás oxigênio e 80% de gás nitrogênio. O gás que vazou é 100% puro, ou seja, deve ser inalado em quantidades controladas. A inalação de gás oxigênio puro pode levar ao desequilíbrio do metabolismo.

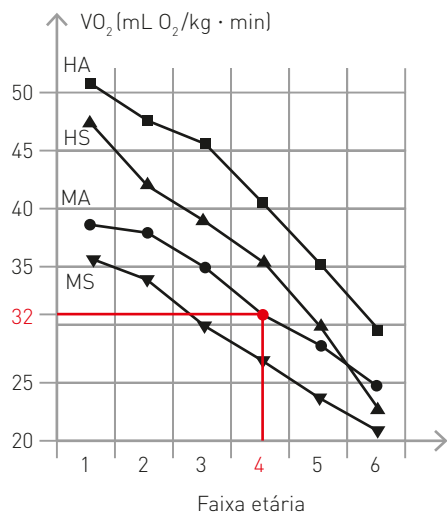
b) A estratégia utilizada para que eles não tenham tido êxito foi o fato de os motoristas terem tentado tirar os carros com os motores ligados. O gás vazou e como o oxigênio (32 g/mol) é mais denso do que o ar ($\cong 29 \text{ g/mol}$) ficou próximo ao solo, favorecendo a combustão e o incêndio do primeiro carro que estava ligado (já que o gás oxigênio acelera vigorosamente a combustão). Se os outros motoristas tentassem ligar os carros, iniciariam novas combustões.

21. a) De acordo com o gráfico a condição em que homens e mulheres teriam a mesma capacidade orgânica máxima de absorver, transportar e utilizar o oxigênio do ar atmosférico, por massa corporal, para a produção da energia via aeróbia seria o cruzamento das curvas HS (homens sedentários) e MA (mulheres ativas), pois nesse ponto ocorre coincidência. Esse ponto está dentro da faixa etária 5.



Banco de imagens/Arquivo da editora

b) Analisando o gráfico, vem:



Tempo = 60 min

Por quilograma de massa corporal em 1 min a capacidade é de 32 mL, então:

$$V_{60 \text{ minutos}} = 32 \text{ mL} \cdot 60 = 1920 \text{ mL de O}_2$$

Massa da mulher = 58 kg

$$V' = 1920 \text{ mL} \cdot 58 = 111360 \text{ mL de O}_2$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 25000 \text{ mL}$$

$$n \text{ — } 111360 \text{ mL}$$

$$n = 4,4544 \text{ mol}$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = 4,4544 \cdot 32 \text{ g} = 142,5408 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}_2} \cong 142,5 \text{ g}$$

Leia, analise e responda (p. 581)

Gases para mergulho

Com essa leitura é possível discutir que mesmo substâncias essenciais para nós podem se tornar tóxicas dependendo da sua concentração, como é o caso do gás oxigênio em pressões parciais superiores a 1,6 atm.

Aproveite que estamos nos aproximando do final do livro para resgatar conceitos trabalhados na primeira unidade, lembrando os alunos que até mesmo substâncias naturais podem ser tóxicas.

1. Os volumes parciais dos gases contidos no equipamento podem ser calculados por:

I) Oxigênio (O₂)

$$2400 \text{ L} \text{ — } 100\%$$

$$V_{\text{O}_2} \text{ — } 13\%$$

$$V_{\text{O}_2} = 312 \text{ L.}$$

II) Hélio (He)

$$2400 \text{ L} \text{ — } 100\%$$

$$V_{\text{He}} \text{ — } 52\%$$

$$V_{\text{He}} = 1248 \text{ L.}$$

III) Nitrogênio (N₂)

$$2400 \text{ L} \text{ — } 100\%$$

$$V_{\text{N}_2} \text{ — } 35\%$$

$$V_{\text{N}_2} = 840 \text{ L.}$$

2. A porcentagem em volume dos gases corresponde à própria porcentagem em mol e pressão, assim:

$$35\% [\text{N}_2] \text{ — } 3,5 \text{ atm } (P_{\text{N}_2})$$

$$13\% [\text{O}_2] \text{ — } P_{\text{O}_2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 1,3 \text{ atm.}$$

$$1,3 < 1,6 \Rightarrow \text{dentro dos limites.}$$

3.

AR

TRIMIX

RELAÇÃO

$$3 \text{ L} \text{ — } 100\%$$

$$V_{\text{N}_2} \text{ — } 80\%$$

$$V_{\text{N}_2} = 2,4 \text{ L.}$$

$$3 \text{ L} \text{ — } 100\%$$

$$V_{\text{N}_2} \text{ — } 35\%$$

$$V_{\text{He}} = 1,05 \text{ L.}$$

$$\frac{V_{n_{2ar}}}{V_{n_{2trimix}}} = \frac{2,4}{1,05} = 2,3.$$

Objetivos do capítulo

- Relacionar a densidade absoluta de um gás com sua massa molar;
- comparar densidades de diferentes gases.

Sugestões de abordagem

O professor pode começar a aula falando sobre balões vendidos em parques e portas de restaurantes, que precisam ficar presos o tempo todo para não voar.

Com o estudo de dois gases e fornecendo suas massas molares ($\text{He} = 4 \text{ g/mol}$; $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$), o professor pode estabelecer uma relação entre a massa molar de um gás e sua densidade, em determinadas condições de pressão e temperatura.

A seguir, o professor determina ou apresenta a massa molar aparente do ar ($28,96 \text{ g/mol}$) para poder comparar as densidades de diferentes gases e a densidade de um gás com a densidade do ar, conhecendo-se suas massas molares.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 585)

1. amônia NH_3 ; oxigênio O_2 ; neônio Ne .

2. NH_3 : 17 g/mol

O_2 : 32 g/mol

Ne : 20 g/mol

3. Os balões com NH_3 e Ne sobem.

Sobem os balões que apresentam uma densidade menor que a do ar. Nas mesmas condições de temperatura e pressão, isso significa que esses gases possuem uma massa molar menor que a do ar.

4. CH_4 – II; C_4H_{10} – I.

5.

Gás	M (g/mol)	$d = \frac{PM}{RT} \text{ (g/L)}$
H_2	2	$d = \frac{1 \cdot 2}{0,082 \cdot 300} = 0,08$
He	4	$d_{\text{He}} = \frac{1 \cdot 4}{0,082 \cdot 300} = 0,16$
CO_2	44	$d_{\text{CO}_2} = \frac{1 \cdot 44}{0,082 \cdot 300} = 1,76$

6. Em países de clima quente, o aparelho de ar condicionado é utilizado para refrigerar o ambiente.

O ar que sai do aparelho é mais frio que o encontrado no ambiente.

De acordo com a equação, quanto menor for a temperatura, maior será a densidade do gás, e vice-versa. Dessa forma, o ar frio desce enquanto o ar quente sobe.

Portanto, colocar o aparelho de ar condicionado na parte superior possibilita que a refrigeração do ambiente seja mais eficiente.

7. a) $28,8 \text{ g/mol}$

b) $1,17 \text{ g/L}$

c) $0,24 \text{ g}$

8. a) $\frac{d_{\text{He}}}{d_{\text{ar}}} = \frac{M_{\text{He}}}{M_{\text{ar}}} = \frac{4}{29} \approx 0,14$

b) Para o botão subir, o gás utilizado no seu interior deve ser menos denso que o ar. De acordo com o item a: a densidade do gás hélio em relação ao ar é menor que 1. Isso indica que o gás hélio é menos denso que o ar. Determinando a densidade do gás carbônico em relação ao ar, temos:

$$\frac{d_{\text{CO}_2}}{d_{\text{ar}}} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{ar}}} = \frac{44}{29} > 1.$$

Isso indica que o gás carbônico é mais denso que o ar nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 586)

1. Alternativa c.

O balão cuja densidade do gás contido é menor que a do ar (H_2) sobe. Os balões cuja densidade do gás contido é menor que a do ar (N_2 e O_2) descem.

2. Alternativa a.

Os balões que sobem são aqueles cuja densidade é menor que a densidade do ar.

3. Alternativa a.

A densidade de um gás é inversamente proporcional à temperatura:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Quanto maior a temperatura, menor a densidade do gás.

4. Alternativa a.

$$M_{He} = 4 \text{ g/mol.}$$

$$M_{H_2} = 2 \text{ g/mol.}$$

$$M_{ar} = 29 \text{ g/mol.}$$

O ar possui massa molar maior que o do gás hidrogênio, mas menor que o do ar. Assim, é um gás mais denso que o H_2 , mas menos denso que o ar.

5. Alternativa d.

$$P = 1 \text{ atm.} \quad T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$d = 0,08 \text{ g/L} \quad M = ?$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$M = 1,97 \text{ g/mol} \approx 2 \text{ g/mol.}$$

6. Alternativa b.

O metano é um gás menos denso que o ar (massa molar menor) e tende a subir; por isso, deve ser recolhido em um dispositivo fechado na parte de cima. Como é um gás insolúvel em água, o dispositivo mais apropriado é o III, em que se obtém o CH_4 praticamente puro (salvo uma pequena quantidade de vapor de água).

A amônia também é um gás menos denso que o ar e deve ser recolhida em um dispositivo fechado na parte de cima. No entanto, a amônia é muito solúvel em água, o que torna o dispositivo III inadequado. Deve-se utilizar então o dispositivo I, em que a amônia será recolhida e misturada com o ar.

O gás cloro é mais denso que o ar (sua massa molar é maior) e deve ser recolhido em um dispositivo fechado na parte de baixo. O dispositivo adequado é o II.

7. Alternativa c.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{32 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 1,43 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

8. Alternativa d.

$$9. a) P = 1 \text{ atm.} \quad T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$d = 2,5 \text{ g/L} \quad M = ?$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$M = 56 \text{ g/mol; Massa Molecular} = 56 \text{ u.}$$

$$b) P = 2 \text{ atm.} \quad T = 273^\circ\text{C} = 546 \text{ K}$$

$$d = ? \quad M = 56 \text{ g/mol}$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow \Rightarrow \frac{2 \text{ atm} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 546 \text{ K}} = 2,5 \text{ g/L.}$$

$$c) \frac{d_A}{d_{He}} = \frac{\frac{P \cdot M_A}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_{He}}{R \cdot T}} = \frac{M_A}{M_{He}} = \frac{56 \text{ g/mol}^{-1}}{4 \text{ g/mol}^{-1}} = 14$$

$$d) \frac{d_A}{d_{ar}} = \frac{M_A}{M_{ar}} = \frac{56 \text{ g/mol}^{-1}}{29 \text{ g/mol}^{-1}} = 1,93$$

10. Alternativas corretas: 01, 04 e 16; soma = 21.

11. Alternativa d.

$$P = 1 \text{ atm.} \quad T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$d = 1,14 \text{ g/L}^{-1} \quad M = ?$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,14 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$M = 28,04 \text{ g/mol}^{-1}.$$

12. Alternativa b.

13. a) A densidade relativa entre o metano e o ar, nas mesmas condições de temperatura e pressão, pode ser calculada pela expressão:

$$\frac{d_{\text{CH}_4}}{d_{\text{ar}}} = \frac{\text{Massa molar do CH}_4}{\text{Massa molar média do ar}} = \frac{16}{28,8}$$

Como o valor dessa relação é menor do que 1, podemos concluir que o metano é menos denso que o ar. Essa é a propriedade que garante sua ascensão.

b) O ar puro contém 21% de O_2 . Desse modo, pela simples mistura de metano e ar, não é possível manter o teor de O_2 em 21%, visto que, ao se adicionar um outro gás no ar, sempre haverá uma diminuição da porcentagem de oxigênio nessa nova mistura.

Observação: essa diminuição na porcentagem de O_2 se restringe à região específica da mistura no instante do vazamento, pois, levando-se em conta o ar da atmosfera como um todo, pode-se afirmar que a porcentagem de oxigênio é constante e igual a 21%.

Desafiando seus conhecimentos (p. 589)

1. a) $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$

b) O ar atmosférico foi substituído por um gás mais denso, ou seja, um gás que apresenta massa molar maior que a do ar. O NO_2 e o SO_2 são gases tóxicos e irritantes; portanto os gases que podem ter sido utilizados são o O_2 e o CO_2 .

2. Alternativa a.

A recomendação 1 é adequada no caso de acidentes em que ocorre vazamento de um gás mais denso que o ar e se acumulará próximo ao chão. A recomendação 2 é adequada no caso de acidentes em que ocorre vazamento de um gás menos denso que o ar e se acumulará nas partes mais altas.

3. a) $d = \frac{m}{V} = \frac{28}{22,4 \text{ L}} = 1,25 \text{ g/L}$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d = \frac{1 \text{ atm} \cdot M}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 1,25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) $M = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$X_2 = 28 \text{ g/mol} \therefore X = 14 \text{ g/mol.}$$

$$\text{Massa atômica de X} = 14 \text{ u.}$$

4. a) $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 400 \text{ K}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}} = 80 \text{ g/mol.}$

A massa molecular de X é 80 u.

b) $\frac{d_A}{d_{\text{H}_2}} = \frac{\frac{P \cdot M_x}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_{\text{H}_2}}{R \cdot T}} = \frac{M_x}{M_{\text{H}_2}} = \frac{80 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}} = 40.$

c) $\frac{d_x}{d_{\text{ar}}} = \frac{M_x}{M_{\text{ar}}} = \frac{80 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 2,76.$

5. Alternativa c.

$$P = 1 \text{ atm.} \quad T = 303 \text{ K}$$

$$d = 1,04 \text{ g/L} \quad M = ?$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,04 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 303 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}} \cong 26 \text{ g/mol.}$$

O único gás que tem massa molar 26 g/mol é o C_2H_2 .

6. $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M = \frac{m}{\underset{\text{densidade}}{V}} \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$T = 210 + 273 = 483 \text{ K}$$

$$0,25 \text{ atm} = 0,25 \cdot 760 \text{ torr}$$

$$0,97 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{0,25 \cdot 760 \text{ torr} \cdot M}{62,36 \text{ L} \cdot \text{torr} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 483 \text{ K}}$$

$$M = 153,7699 \cong 153,77 \text{ g/mol}$$

7.a) $P = ?$

$$d = 0,078 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cong 780 \text{ g/L}$$

$$T = 300^\circ\text{C} = 573 \text{ K}$$

$$M = 18 \text{ g/mol}$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \Rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} =$$
$$= \frac{780 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot 573 \text{ K}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} =$$
$$= 2036 \text{ atm}.$$

b) Com a evaporação das águas que afloram, os íons dissolvidos atraem-se (ligação iônica) e se cristalizam, formando os depósitos de sais; outro efeito que pode explicar a formação dos sais é a diminuição da solubilidade desses sais com a diminuição da temperatura.

8. Massa do balão:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 250 \text{ L} = 300 \text{ g}.$$

Massa do ar:

$$300 \text{ g} - 12 \text{ g} = 288 \text{ g de ar}.$$

Quantidade em mol de ar:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{288 \text{ g}}{28,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 10 \text{ mol de ar}.$$

A temperatura é calculada pela equação de estado:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R} =$$

$$= \frac{1 \text{ atm} \cdot 250 \text{ L}}{10 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} =$$
$$= 304,9 \text{ K} = 31,9^\circ\text{C}$$

9. É necessário que a massa molar do gás seja menor que a do ar. As substâncias simples possíveis são: H_2 (2 g/mol), He (4 g/mol), N_2 (28 g/mol) e Ne (20 g/mol).

10. Alternativa d.

A partir dos valores fornecidos podemos calcular a massa molar (M) do gás.

$$R = 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$m = 4,4 \text{ g}$$

$$V = 3,1 \text{ L}$$

$$T = 10^\circ\text{C} + 273 = 283 \text{ K}$$

$$P = 566 \text{ mmHg}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$566 \text{ mmHg} \cdot 3,1 \text{ L} = \frac{4,4 \text{ g}}{M} \cdot 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot$$
$$\cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 283 \text{ K}$$

$$M = 44,28387 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A razão entre as densidades (neste caso massas específicas) dos gases é igual à razão entre as massas molares, então:

$$M_{\text{gás}} = 44,28387 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{H}_2} = 2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{d_{\text{gás}}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{gás}}}{M_{\text{H}_2}}$$

$$\frac{d_{\text{gás}}}{d_{\text{H}_2}} = \frac{44,28387 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 21,922707$$

$$\frac{d_{\text{gás}}}{d_{\text{H}_2}} \cong 22$$

11. Alternativa d.

Complemento (p. 591)

1. Alternativa b.

A velocidade de difusão é diretamente proporcional à sua densidade, ou seja, quanto mais denso o gás, maior será a sua velocidade.

2. NH_3 , H_2S e SO_2 .

Quanto maior a massa molar do gás, menor sua velocidade de difusão (o que leva mais tempo para seu cheiro ser percebido).

3. Alternativa d.

4. Alternativa b.

5. NH_3 , pois sua massa molar é menor que a do gás cloro e, portanto, possui maior velocidade de difusão.

6. Alternativa e.

Os três gases são menos densos que o ar e fazem as bexigas subirem. Esvaziar primeiro aquela em que o gás tem a maior velocidade de efusão, ou

seja, a que possui a menor massa molar [o hidrogênio gasoso]. Já aquela cujo gás possui a maior massa molar (metano) murcha lentamente.

7. Alternativa b.

Como os balões possuem o mesmo volume, na mesma temperatura e pressão, possuem o mesmo número de partículas gasosas.

8. Alternativa a.

As moléculas gasosas que caracterizam o odor do perfume difundem por toda atmosfera local, formando uma mistura gasosa homogênea.

$$9. \frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \Rightarrow \frac{5,0 \text{ L/min}}{V_{O_2}} = \sqrt{\frac{32 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}}} = 4$$

$$V_{O_2} = 1,25 \text{ L/min.}$$

$$10. \frac{V_{He}}{V_A} = \sqrt{\frac{M_A}{M_{He}}} \quad V_A = \frac{V_{He}}{2} = 0,5 V_{He}$$

$$\frac{V_{He}}{0,5 V_{He}} = \sqrt{\frac{M_A}{4 \text{ g/mol}}} = \sqrt{\frac{M_A}{2}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M_A = \left(\frac{2}{0,5} \right) = 16 \text{ g/mol}$$

11. Como a densidade é diretamente proporcional à massa molar:

$$\frac{v_x}{v_y} = \sqrt{\frac{d_y}{d_x}} \quad v_x = \frac{v_y}{3}$$

$$\frac{v_y}{v_x} = \sqrt{\frac{d_y}{d_x}} = \left(\frac{1}{3} \right)^2 \Rightarrow \frac{d_y}{d_x} \Rightarrow \frac{d_x}{d_y} = 9.$$

12. Alternativa a.

13. Alternativa c.

De acordo com a lei de Graham, quanto menor a massa molar, maior a velocidade de difusão do gás.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$M_1 < M_2 \rightarrow v_1 > v_2$$

14. a) Na extremidade A foi colocada amônia e na B foi colocado o cloreto de hidrogênio.

$$b) d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 44}{0,08 \cdot 550} = 1 \text{ g/mL}$$

15. Alternativa a.

16. Massa atômica do urânio = 238.

O composto UF_6 possui massa molecular = 352 u.

17. a) De acordo com a figura, o anel de NH_4Cl se forma a 6,0 cm da extremidade do algodão com HCl e a 9,0 cm da extremidade do algodão com NH_3 . Quanto maior a distância, maior a velocidade do gás no tubo. Conclui-se que o 3 NH é o gás que apresenta maior velocidade de difusão.

b) Quanto maior a temperatura, maior a velocidade de difusão das moléculas e a velocidade da reação. Consequentemente o anel será formado em um tempo menor do que 10 s.

Unidade 10 – Estequiometria

Para que o aluno possa comparar a quantidade de reagentes iniciais ou gastos com a quantidade de produtos formados, sugerimos que o professor primeiramente mostre os diferentes tipos de fórmulas químicas e as relações de massa e percentuais dos elementos.

A estequiometria das reações é precedida por uma retomada das leis ponderáveis, seguida da relação entre os coeficientes e a quantidade de substância.

Ao final da unidade são apresentadas situações que envolvem cálculo estequiométrico em processos industriais ou laboratoriais.

Objetivos da unidade

O objetivo principal desta unidade é desenvolver no aluno a capacidade de comparar a quantidade de reagentes, medida em número de mol, volume ou massa, com a quantidade de produtos formados, medida em número de mol, volume ou massa.

Ideias iniciais

O texto de abertura da unidade conta um pouco sobre a rotina da Estação Espacial Internacional (ISS, na sigla em inglês) como estratégia para destacar a importância dos cálculos estequiométricos. Deixe que os alunos se manifestem livremente sobre as questões e estimule-os a visitar o *site* da Nasa (que transmite imagens ao vivo) para conhecer mais o dia a dia da equipe da ISS.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar seu trabalho sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Acesso em: 7 maio 2018.

- Reagentes limitantes (simulação que apoia cálculos matemáticos; em inglês): <<http://chemcollective.org/stoichiometry>>.

- A importância do oxigênio dissolvido em ecossistemas aquáticos (o oxigênio dissolvido como agente oxidante, os fatores que afetam sua solubilidade, o balanço de oxigênio dissolvido nos sistemas aquáticos e suas variações com a profundidade da coluna de água) – *Química Nova na Escola*, n. 22, p. 10: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc22/a02.pdf>>.
- Phet – simulador com jogo de balanceamento de equações: <http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/balancing-chemical-equations>.
- Phet – simulador muito interessante que ajuda a entender o conceito de reagentes, produtos e excessos: <http://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/reactants-products-and-leftovers>.
- YouTube – vídeo sobre estequiometria voltado à resolução de exercícios, com uma boa comparação entre o dia a dia e a Química: <www.youtube.com/watch?v=PoHNVxQgRIk&feature=related>.
- YouTube – vídeo sobre a história de Lavoisier e suas descobertas: <www.youtube.com/watch?v=fCfLW8SCmcQ#t=C0m18s>.

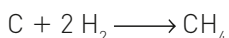
Capítulo 34 Cálculos estequiométricos

Objetivos do capítulo

- Relacionar a massa de cada elemento de uma substância com a massa total da substância;
- estabelecer a mínima proporção entre os átomos dos elementos de uma substância;
- identificar as fórmulas percentual, mínima e molecular;
- relacionar as fórmulas percentual, mínima e molecular;
- identificar as relações de massa e de volume em uma equação química.

Sugestões de abordagem

Por meio de uma equação como esta:



1ª exp. 12 g — 4 g — 16 g

2ª exp. 6 g — 2 g — 8 g

recordar as leis de Lavoisier e Proust.

A partir da massa de CH_4 , calcular as porcentagens em massa de hidrogênio e de carbono no metano:

$$\text{H} \begin{cases} 16 \text{ g} \longrightarrow 100\% \\ 4 \text{ g} \longrightarrow x \end{cases} \Rightarrow x = \begin{matrix} 25\% \text{ de hidrogênio,} \\ \text{logo } 75\% \text{ de carbono} \end{matrix}$$

Em seguida, trabalhar com a fórmula molecular e a massa molar conforme o texto presente no livro e resolver os exercícios.

Apresentar a determinação da fórmula mínima conforme o texto teórico e resolver os exercícios.

Apresentar a fórmula molecular conforme o texto do livro e resolver os exercícios que achar mais convenientes.

Algo a mais

O potencial e a relevância da Química analítica

Depois de compartilhar as informações que os estudantes coletarem na pesquisa sobre a Química analítica, leia para eles o texto inicial de uma obra bastante utilizada nos cursos universitários: *Fundamentos de Química analítica*, que aborda aspectos tanto fundamentais quanto práticos da análise química.

A química analítica é uma ciência de medição que consiste em um conjunto de ideias e métodos poderosos que são úteis em todos os campos da ciência e medicina. Um fato excitante que ilustra o potencial e a relevância da química analítica ocorreu em 4 de julho de 1997, quando a nave espacial *Pathfinder* quicou várias vezes até estacionar no *Ares Vallis*, em Marte, e liberou o robô *Sojourner* de seu corpo tetraédrico para a superfície marciana. O mundo ficou fascinado pela missão *Pathfinder*. Como resultado, inúmeros sites que acompanhavam a missão ficaram congestionados pelos milhões de navegadores da rede mundial de computadores que monitoravam com atenção os progressos do minúsculo jipe *Sojourner* em sua busca por informações relacionadas com a natureza do planeta vermelho. O experimento-chave do *Sojourner* utilizou o APXS, ou espectrômetro de raios X por prótons alfa, que combina três técnicas instrumentais avançadas, a espectroscopia retrodis-

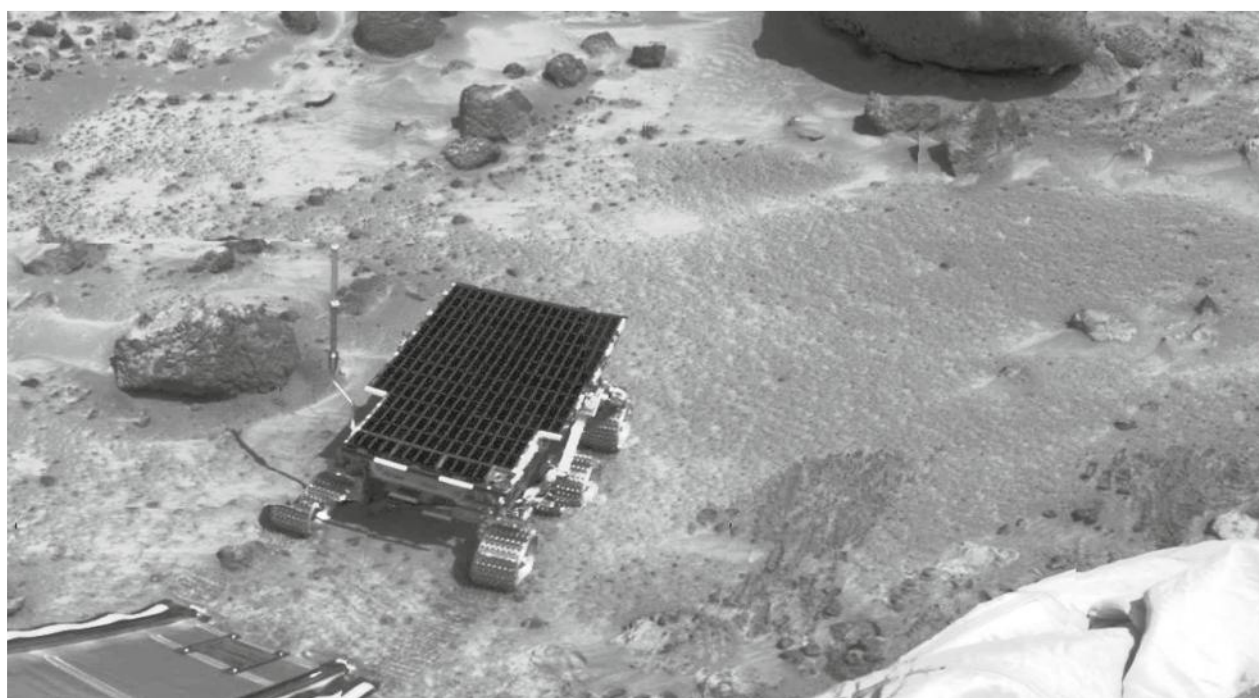
persiva de Rutherford, espectroscopia de emissão de prótons e fluorescência de raios X. Os dados de APXS foram coletados pela *Pathfinder* e transmitidos para a Terra para análise posterior, visando determinar a identidade e concentração da maioria dos elementos da tabela periódica. A determinação da composição elementar das rochas marcianas permitiu que geólogos as identificassem e comparassem com rochas terrestres. A missão *Pathfinder* é um exemplo excelente que ilustra uma aplicação da química analítica a problemas práticos. Os experimentos realizados pela nave espacial e os dados gerados pela missão também ilustram como a química analítica recorre à ciência e à tecnologia por meio de disciplinas amplamente diversificadas, como a física nuclear e a química, para identificar e determinar as quantidades relativas das substâncias em amostras de matéria.

SKOOG, D. A. et al. *Fundamentos de Química Analítica*. Tradução da 8ª edição estadunidense. São Paulo: Cengage Learning, 2006. p. 1.

A *Pathfinder* é uma das sondas mais bem-sucedidas da história da exploração espacial. Na fotografia abaixo (9 de julho de 1997), vemos o *Sojourner*, o robô trazido pela *Pathfinder* e projetado para colher amostras e análises de solos e rochas, obtendo assim informações a respeito de como o planeta Marte se formou, que mudanças ocorreram em bilhões

de anos e se a vida, ainda que primitiva, lá existiu.

As primeiras análises das rochas marcianas (*Barnacle Bill*, à esquerda do *Sojourner*, e *Yogi*, acima e à direita) revelaram a presença de sílica e basalto, e evidências da presença da água na superfície do planeta, mais tarde confirmada pela sonda *Curiosity*, e divulgada pela Nasa em 2015.



// *Sojourner* é um veículo de seis rodas com o tamanho de um forno de micro-ondas, pesando em torno de 9 kg. Fazem parte do equipamento do *Sojourner* uma câmera de alta resolução e um painel solar que provê o veículo de energia para movimentar-se por algumas horas, diariamente. O custo do *Sojourner* foi de US\$ 25 milhões.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 602)



$$C = 12 \cdot 2 = 24$$

$$H = 1 \cdot 6 = 6$$

$$C_2H_6 = 30$$

$$30 \text{ — } 100\%$$

$$24 \text{ — } x$$

$$x = \frac{2400}{30}$$

$$x = 80\%$$

3. CH_3 . A fórmula mínima é a menor proporção de números inteiros da fórmula molecular. Nesse caso, CH_3 .



5. 41%. O teor de carbono na vitamina pode ser calculado por:

$$C_6H_8O_6 \Rightarrow M = 176 \text{ u.}$$

$$6 C \Rightarrow M = 6 \cdot 12 = 72 \text{ u.}$$

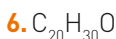
Logo, temos:

$$176 \text{ — } 100\%$$

$$72 \text{ — } x$$

$$x = \frac{7200}{176}$$

$$x \cong 41\%$$



Em 100 g da substância temos as seguintes quantidades, em mol:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{Ca} = \frac{40 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol de Ca}$$

$$n_C = \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol de C}$$

$$n_O = \frac{48 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol de O}$$

Temos então a proporção: 1 mol de Ca : 1 mol de C : 3 mol de O, a menor proporção de números inteiros. Portanto, a fórmula mínima é $CaCO_3$.



Para o óxido I:

Em 100 gramas de óxido, temos as seguintes quantidades, em mol:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_S = \frac{50 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1,56 \text{ mol de S}$$

$$n_O = \frac{50 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,12 \text{ mol de O}$$

Dividindo a proporção pelo menor número encontrado, temos:

$$\frac{1,56 \text{ mol de S}}{1,56} = 1 \text{ mol de S}$$

$$\frac{3,12 \text{ mol de O}}{1,56} = 2 \text{ mol de O}$$

A proporção encontrada é a menor de números inteiros possíveis. Assim, a fórmula mínima é SO_2 .
Para o óxido II:

Em 100 gramas de óxido, temos as seguintes quantidades, em mol:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_S = \frac{40 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol de S}$$

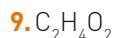
$$n_O = \frac{60 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,75 \text{ mol de O}$$

Dividindo a proporção pelo menor número encontrado, temos:

$$\frac{1,25 \text{ mol de S}}{1,25} = 1 \text{ mol de S}$$

$$\frac{3,75 \text{ mol de O}}{1,25} = 3 \text{ mol de O}$$

A proporção encontrada é a menor de números inteiros possíveis. Assim, a fórmula mínima é SO_3 .



Em 100 gramas de ácido acético, temos a seguinte quantidade, em mol:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_C = \frac{40 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 33,3 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{6,67 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 6,67 \text{ mol de H}$$

$$n_O = \frac{53,3 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3,33 \text{ mol de O}$$

Dessa forma, temos a proporção 3,33 mol de C: 6,67 mol de H: 3,33 mol de O.
Dividindo a proporção pelo menor valor encontrado, temos:

$$\frac{3,33 \text{ mol de C}}{3,33} = 1 \text{ mol de C}$$

$$\frac{6,67 \text{ mol de H}}{3,33} = 2 \text{ mol de H}$$

$$\frac{3,33 \text{ mol de O}}{3,33} = 1 \text{ mol de O}$$

A proporção CH_2O é a fórmula mínima do ácido acético; a fórmula molecular é um múltiplo da fórmula mínima e conhecendo a massa molar da substância é possível calculá-la:

$(\text{CH}_2\text{O})_n$ = fórmula molecular.

$$\text{CH}_2\text{O} \begin{cases} 1 \text{ C} = 1 \cdot 12 = 12 \\ 2 \text{ H} = 2 \cdot 1 = 2 \\ 1 \text{ O} = 1 \cdot 16 = \frac{16}{30} \end{cases}$$

$$(30 \text{ g/mol})_n = 60 \text{ g/mol}$$

$$n = 2$$

Fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

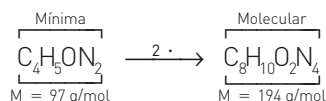
10. $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

A partir das informações apresentadas, temos:

$$\left. \begin{aligned} \text{C} &= \frac{4,8 \text{ g}}{12} = 0,4 \\ \text{H} &= 0,5 \\ \text{O} &= \frac{6 \cdot 10^{22} \text{ átomos}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 0,1 \\ \text{N} &= \frac{2,8 \text{ g}}{14} = 0,2 \end{aligned} \right\} \text{Obtenção do nº de mols}$$

$$\left. \begin{aligned} \text{C} &= \frac{0,4}{0,1} = 4 \\ \text{H} &= \frac{0,5}{0,1} = 5 \\ \text{O} &= \frac{0,1}{0,1} = 1 \\ \text{N} &= \frac{0,2}{0,1} = 2 \end{aligned} \right\}$$

Relação entre o nº de mols



Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 603)

1. A fórmula molecular da butanodiona é $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$.

2. O teor de carbono na vitamina pode ser calculado por:

$$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2 \begin{cases} 4 \text{ C} = 4 \cdot 12 = 48 \\ 6 \text{ H} = 6 \cdot 1 = 6 \\ 2 \text{ O} = 2 \cdot 16 = \frac{32}{86} \end{cases}$$

% C $\Rightarrow$ Teor do carbono

$$86 \text{ — } 100\%$$

$$48 \text{ — } x$$

$$x = \frac{4800}{86}$$

$$x = 55,81\%$$

3. Alternativa e.

A porcentagem em massa de ferro na hematita pode ser calculada por:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 \begin{cases} 2 \text{ Fe} = 2 \cdot 56 = 112 \\ 3 \text{ O} = 3 \cdot 16 = \frac{48}{160} \end{cases}$$

% C $\Rightarrow$ Teor do ferro

$$160 \text{ — } 100\%$$

$$112 \text{ — } x$$

$$x = \frac{11200}{160}$$

$$x = 70\%$$

4. Alternativa c.

5. O teor de cálcio em cada um dos sais pode ser calculado por:

$$\text{CaCO}_3 \begin{cases} 1 \text{ Ca} = 1 \cdot 40 = 48 \\ 1 \text{ C} = 1 \cdot 12 = 12 \\ 3 \text{ O} = 3 \cdot 16 = \frac{48}{100} \end{cases}$$

% C $\Rightarrow$ Teor do cálcio

$$100 \text{ — } 100\%$$

$$40 \text{ — } x$$

$$x = \frac{4000}{100}$$

$$x = 40\%$$

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \begin{cases} 3 \text{ Ca} = 3 \cdot 40 = 120 \\ 2 \text{ P} = 2 \cdot 31 = 62 \\ 8 \text{ O} = 8 \cdot 16 = \frac{128}{310} \end{cases}$$

% C $\Rightarrow$ Teor do cálcio

$$310 \text{ — } 100\%$$

$$120 \text{ — } y$$

$$y = \frac{12000}{310}$$

$$y = 38,7\%$$

6. Alternativa c.

Teremos para a porcentagem em massa:

$$\text{Cu} = 63,55; \text{S} = 32,07$$



$$\text{Cu S} = 95,62$$



$$95,62 \text{ — } 100\%$$

$$63,55 \text{ — } p_{\text{Cu}^{2+}}$$

$$p_{\text{Cu}^{2+}} \cong 64,46\%$$

$$100\% - 64,46\% = p_{\text{S}^{2-}}$$

$$p_{\text{S}^{2-}} \cong 35,54\%$$

7. Alternativa c.

8. Alternativa b.

$$9. \text{a)} \text{ Ca} = 31,25\%; \text{C} = 19\%; \text{O} = 49,75\%$$



10. Alternativa b.

Supondo que, em 100 gramas do composto, temos:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{C}} = \frac{60 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{4,5 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 4,5 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{35,5 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2,21 \text{ mol de O}$$

Dividindo os valores obtidos por 2,21, temos:

$$\frac{5 \text{ mol de C}}{2,21} = 2,26 \text{ mol de C} \Rightarrow \times 4 = 9$$

$$\frac{4,5 \text{ mol de H}}{2,21} = 2,03 \text{ mol de H} \Rightarrow \times 4 = 8$$

$$\frac{2,21 \text{ mol de O}}{2,21} = 1 \text{ mol de O} \Rightarrow \times 4 = 4$$

Logo, a fórmula mínima da aspirina será:



11. Alternativa c.

$$\text{C}_{88,9\%} \text{ H}_{11,1\%}$$

$$\text{C} \frac{88,9 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \text{ H} \frac{11,1 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{C}_{7,408} \text{ H}_{11,1} (\div 7,4)$$

$$\text{C}_{1,5} \text{ H}_{1,5} (\div 2)$$

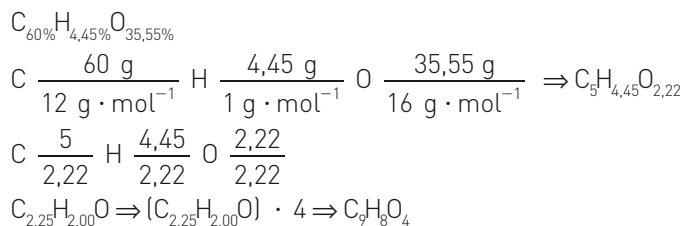


12. Alternativa b.

13. Alternativa a.

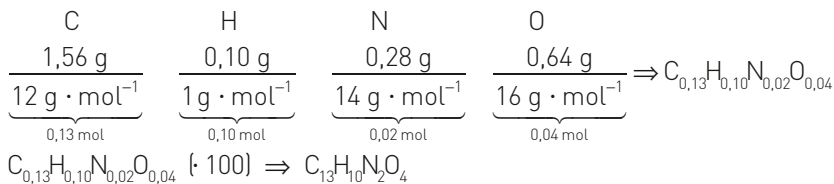
Composição centesimal do ácido acetilsalicílico:

60% de carbono, 35,55% de oxigênio e 4,45% de hidrogênio.

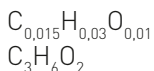


14. Alternativa d.

C = 12; H = 1; N = 14; O = 16



$$\begin{array}{l} 15. \text{C} = \frac{0,180}{12} = 0,015 \\ \text{H} = \frac{0,030}{1} = 0,03 \\ \text{O} = \frac{0,160}{16} = 0,01 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{C} \\ \text{H} \\ \text{O} \end{array}} \right\} \text{Obtenção do nº de mols}$$



16. Alternativa e.

A partir das informações apresentadas, para 1 mol de vanilina, temos:

$$\begin{array}{l} \text{C} = \frac{96 \text{ g}}{12} = 8 \\ \text{H} = \frac{8 \text{ g}}{1} = 8 \\ \text{O} = \frac{48 \text{ g}}{16} = 3 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{C} \\ \text{H} \\ \text{O} \end{array}} \right\} \text{Obtenção do nº de mols}$$

$$\text{C}_8 \text{H}_8 \text{O}_3$$

Mínima e molecular

17. Alternativa b.

Convertendo os dados apresentados para mol, temos:

$$\text{Carbono: } n = \frac{m}{M} = \frac{72 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6 \text{ mol de C}$$

Hidrogênio: 12 mol de H

$$\text{Oxigênio} \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de átomo de O} \longrightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ x \longrightarrow 12 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{12 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 1 \text{ mol}}{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 2 \text{ mol de O}$$

Em um mol do composto temos 6 mol de C; 12 mol de H; 2 mol de O. Assim, a fórmula molecular do composto é $\text{C}_6 \text{H}_{12} \text{O}_2$.

A fórmula mínima é a menor proporção de números inteiros, obtida a partir da fórmula molecular. Fórmula mínima: $\text{C}_3 \text{H}_6 \text{O}$.

18. Alternativa b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 606)

1. Alternativa c.

$$\begin{array}{l} \text{BaSO}_4: \\ 1 \text{ mol (233 g)} \longrightarrow 100 \\ 137 \text{ g} \longrightarrow x \\ x = 58,9 \cong 59\% \end{array}$$

2. Alternativa b.

A massa molar da hidroxocobalamina é aproximadamente igual a $1,3 \cdot 10^3 \text{ g/mol}$.

Co = 59, então:

$$\begin{array}{l} 1,3 \cdot 10^3 \text{ g} \longrightarrow 100\% \\ 59 \text{ g} \longrightarrow p_{\text{Co}} \\ p_{\text{Co}} = 4,538\% \cong 4,5\% \end{array}$$

3. Alternativa d.

4. Alternativa e.

5. Alternativa d.

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{OH} \left\{ \begin{array}{l} 5 \text{ Ca} = 5 \cdot 40 = 200 \\ 3 \text{ P} = 3 \cdot 31 = 93 \\ 1 \text{ H} = 1 \cdot 1 = 1 \\ 13 \text{ O} = 13 \cdot 16 = \frac{208}{502} \end{array} \right.$$

% C $\Rightarrow$ Teor do fósforo

$$502 \longrightarrow 100\%$$

$$93 \longrightarrow x$$

$$x = \frac{9300}{502}$$

$$x \cong 18,5\%$$

6. Alternativa a.

7. Alternativa b.

8. Alternativa b.

9. V_2O_5

10. Alternativa d.

11. Alternativa d.

- Massa de iodo que reage = 5,08 g.
- Massa de estanho que reage = $4,18 - 3,00 = 1,18$

Cálculo das respectivas quantidades em mol:

Iodo:

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 127 \text{ g} \\ x \longrightarrow 5,08 \text{ g} \\ x = 0,04 \text{ mol} \end{array} \right.$$

Estanho

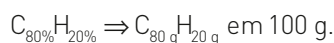
$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 118 \text{ g} \\ y \longrightarrow 1,18 \text{ g} \\ y = 0,01 \text{ mol} \end{array} \right.$$

Na fórmula mínima do composto, vale a proporção:

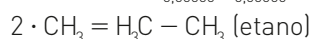
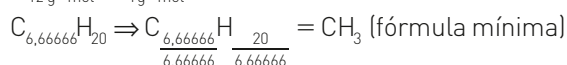
$$\frac{n^\circ \text{ de átomos de estanho}}{n^\circ \text{ de átomos de iodo}} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,04 \text{ mol}} = \frac{1}{4}$$

Fórmula mínima = SnI_4

12. Alternativa d.



$$\text{C} \frac{80 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad \text{H} \frac{20 \text{ g}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$



13. O elemento químico responsável por formar as cadeias das moléculas orgânicas presentes no organismo humano é o carbono (C), cujo número atômico é 6.

Fórmula molecular é a fórmula estrutural do óxido formado entre o oxigênio e o hidrogênio.

14. a) A = N_2O ; B = NO; C = N_2O_3 ; D = NO_2 ; E = N_2O_5 .

b) Óxido nítrico: NO (B); óxido nitroso: N_2O (A).

15. Alternativa c.

16. Alternativa d.

A relação entre a massa de Na e Al na criolita:

$$\frac{23}{9}.$$

1 mol de Na = 23

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Al} \longrightarrow 27 \text{ g} \\ x \longrightarrow 9 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{1}{3} \text{ de mol de Al}$$

Assim, a proporção será de 3 mol de sódio para 1 de alumínio:



Como a carga total deve ser igual a zero, temos:

$$+3 \cdot (+1) + 1 \cdot (+3) + x \cdot (-1) = 0$$

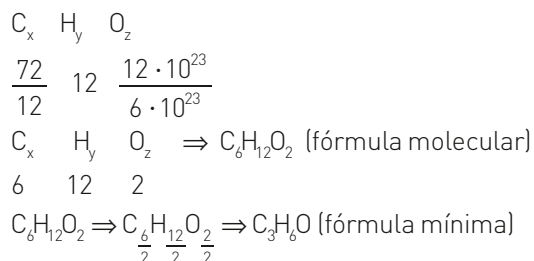
$$x = +6$$

A fórmula final será: $\text{Na}_3\text{Al}_1\text{F}_6$.

17. Alternativas corretas 02 e 18.

Um mol de um determinado composto contém

72 g de carbono (C), 12 mol de átomos de hidrogênio (H) e $12 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio.



$$C_6H_{12}O_2 = 84 \text{ u}$$

$$C_6H_{12}O_2 = 84 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol (composto)} \text{ — } 2 \cdot 16 \text{ g (oxigênio)}$$

$$2 \text{ mol (composto)} \text{ — } 64 \text{ g (oxigênio)}$$

$$C_6H_{12}O_2 = 84 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol (composto)} \text{ — } 12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hidrogênio}$$

$$3 \text{ mol (composto)} \text{ — } 2,16 \cdot 10^{25} \text{ átomos de hidrogênio}$$

18. Alternativa c.

$$P_2O_5 \left\{ \begin{array}{l} 2 P = 2 \cdot 31 = 62 \\ 5 O = 5 \cdot 16 = 80 \\ \hline 142 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 142 \text{ g — } 1 \text{ mol} \\ 100 \text{ g — } x \end{array} \right.$$

$$x = 0,70 \text{ mol de } P_2O_5$$

$$30\% \text{ de } 0,70 \text{ mol} = 0,21 \text{ mol.}$$

Tem-se 2 mol de fósforo no composto, assim:

$$0,21 \cdot 2 = 0,42 \text{ mol de P em 100 gramas de fertilizante.}$$

19. Alternativa c.

De acordo com a hipótese de Avogadro, nas mesmas temperatura e pressão, o número de mols é igual.

$$n_{O_2} = n_{XH_3} = \frac{3,0}{32}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$\frac{3,0}{32} = \frac{P \cdot 1}{R \cdot T}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M_{XH_3}} \cdot R \cdot T$$

$$\frac{m}{V} = \frac{P \cdot M_{XH_3}}{R \cdot T}$$

$$d = \frac{P \cdot M_{XH_3}}{R \cdot T}$$

$$6 = \frac{P \cdot M_{XH_3}}{R \cdot T}$$

$$\frac{P}{R \cdot T} = \frac{6}{M_{XH_3}}$$

$$\frac{3,0}{32} = \frac{6}{M_{XH_3}}$$

$$M_{XH_3} = 64 \text{ g/mol}$$

$$XH_3 = 16$$

$$16n = 64$$

$$n = 4$$

$$(XH_3)_4 = X_4H_{12}$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 612)

$$\begin{array}{l} 1. 205 \text{ g } KClO_3 \text{ — } 96 \text{ g } O_2 \\ 245 \text{ g } KClO_3 \text{ — } x \\ x = 114,7 \text{ g } O_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 2. 205 \text{ g } KClO_3 \text{ — } 96 \text{ g } O_2 \\ y \text{ — } 48 \text{ g } O_2 \\ y = 102,5 \text{ g } KClO_3 \end{array}$$

3. Como a estequiometria da reação é $1 : 2 : 2$, serão necessários 50 L de N_2 e 100 L de O_2 para produzir 100 L de NO_2 .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 613)

1. Alternativa e.

A massa de óxido de ferro III formada será maior que a do ferro, pois haverá a reação com oxigênio, ou seja, átomos de oxigênio se ligarão aos de ferro, formando o óxido de ferro III, cuja massa será maior do que a de cada um individualmente.

2. Não, a lei da conservação das massas não foi observada, pois as reações envolvem gases, e os experimentos não foram realizados em sistema fechado.

3. Alternativa d.

Pela lei da conservação de massa, teremos:

Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	$X = 4,4$	10,0
II	$Y = 28$	22,0	50,0
III	56,0	44,0	$Z = 100$

[A] Incorreta.

$$\frac{Y}{X} = \frac{28}{4,4} = 6,4$$

[B] Incorreta.

$$\begin{aligned} X \cdot Y &< Z \\ 4,4 \cdot 28 &< 5 \\ 1200 &> 5 \end{aligned}$$

[C] Incorreta.

$$\begin{aligned} \frac{Z}{5,6} &= X \cdot 3,5 \\ \frac{100}{5,6} &= 4,4 \cdot 3,5 \\ 18 &\neq 15 \end{aligned}$$

[D] Correta.

$$\begin{aligned} \frac{56}{Y} \cdot \frac{22}{44} &= 1 \\ \frac{56}{28} \cdot \frac{22}{44} &= 1 \end{aligned}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 613)

1. Alternativa e.

Só é possível entrar água na proveta se o oxigênio que estava presente reagiu com a palha de aço, formando Fe_2O_3 , ou seja, formando ferrugem, e proporcionando espaço para a água preencher o espaço deixado por esse oxigênio.

2. Alternativa a.

3. Alternativa b.

[A] Incorreta. De acordo com a lei de Lavoisier, ao queimar uma palha de aço, em um sistema fechado, a massa não irá alterar.

[B] Correta. Ao queimar uma folha de papel em uma caixa aberta, a massa da folha de papel diminui, porque os produtos da combustão são gasosos e se dispersam na atmosfera.

[C] Incorreta. Ao se queimar uma vela, ocorrerá diminuição de massa, pois haverá a queima do pavio e da parafina.

[D] Incorreta. Em um sistema fechado, 32,7 g de zinco em pó precisam de 8 g de oxigênio para formar 40,7 g de óxido de zinco (ZnO).

[E] Incorreta. Em um sistema fechado, 1 mol de C(s) reage com 1 mol de oxigênio formando 1 mol de dióxido de carbono (CO_2).

4. a) Na reciclagem quaternária, o material polimérico é usado diretamente como combustível para gerar energia térmica ou elétrica, isto significa que ocorrerá liberação de gás carbônico e de poluentes como o monóxido de carbono durante a combustão. Portanto, a reciclagem secundária, na qual ocorre reutilização dos materiais descartados, seria melhor do que a quaternária.

b) De acordo com a lei de Lavoisier a soma das massas dos polímeros e gás oxigênio (reagentes) será igual à soma das massas de água e gás carbônico (produtos) formados na combustão.

5. Alternativa c.

O texto traz a ideia de renovação, de transformação, conceitos defendidos pelos idealistas da Revolução Francesa. Da mesma forma, pode-se observar esse conceito ilustrado pela frase de Lavoisier, citada acerca dos processos químicos.

6. Alternativa b.

7. Alternativa d.

A massa total (M) do sistema do frasco + água + + pó efervescente corresponde a: $M = 200 \text{ g} + 160 \text{ g} + 10 \text{ g} = 370 \text{ g}$ (antes da reação).

Após a reação, a massa total do sistema (m) corresponde a 362 g. Assim, a massa de gás carbônico liberado corresponde a:

$$M - m = 370 \text{ g} - 362 \text{ g} = 8 \text{ gramas}$$

8. a) 5

b) 42,4 toneladas; lei de Proust.

9. Alternativas corretas III e V.

I. Falso.

II. Falso.

III. Verdadeiro: as duas reações são feitas em sistemas fechados, garantindo que não ocorra entrada ou saída de matéria nos frascos A e B.

IV. Falso.

V. Verdadeiro: a reação que ocorre em A é uma reação de dupla troca (metátese) e, no frasco B, uma reação de simples troca (deslocamento).

10. Alternativa b.

$$\begin{array}{ccc} 3 \text{ O}_2 (\text{g}) & \longrightarrow & 2 \text{ O}_3 (\text{g}) \\ 3 \text{ mol} & \longrightarrow & 2 \text{ mol} \\ 3 \cdot (22,4 \text{ L}) & \longrightarrow & 2 \cdot (22,4 \text{ L}) \\ 60 \text{ L} & \longrightarrow & v \end{array}$$
$$v = \frac{60 \text{ L} \cdot 2 \cdot 22,4 \text{ L}}{3 \cdot 22,4 \text{ L}} = 40 \text{ L de O}_3$$

11. a) $2 \text{ Hg} (\ell) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{ HgO} (\text{s})$

b) O gás oxigênio corresponde a 20% do volume do ar; quando ele é incorporado ao mercúrio, ocorre a diminuição na quantidade de gás.

12. a) Desconsiderando as massas em excesso, temos:

No experimento 1:

$5,0 \text{ g de Hg} + 0,8 \text{ g de S} \Rightarrow 5,8 \text{ g de sulfeto de mercúrio}$

No experimento 2:

$10 \text{ g de Hg} + 1,6 \text{ g de S} \Rightarrow 11,6 \text{ g de sulfeto de mercúrio}$

O segundo experimento segue uma proporção duas vezes maior que o primeiro.

b) Como os dois experimentos seguem a mesma proporção de massas entre o Hg e S, o produto formado em ambos é o mesmo.

Transformando as massas em mol:

$$n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{M_{\text{Hg}}} = \frac{5,0 \text{ g}}{200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,025 \text{ mol de Hg}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{0,8 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,025 \text{ mol de S}$$

Como a proporção em mol de Hg e S é de 1 : 1, o produto é HgS.

Atividade prática (p. 617)

É esperado que os alunos concluam que a massa do sistema permanece a mesma, uma vez que a reação ocorreu em sistema fechado, demonstrando a lei de conservação de massas de Lavoisier.

Capítulo 35

Os coeficientes e as quantidades de substância (mol)

Objetivos do capítulo

- Selecionar dados fornecidos e relacioná-los com as quantidades de substâncias a serem determinadas;
- interpretar e estabelecer relações entre coeficientes, número de mols, massa e volume em uma reação química.

Sugestões de abordagem

Acreditamos que a aula possa ser iniciada discutindo e resolvendo, com a participação dos alunos, os exercícios 1 e 2 da seção Fundamentando seus conhecimentos, que estabelece relações entre os ingredientes e a quantidade de pães de queijo.

A seguir, o professor pode mostrar as relações entre os coeficientes, as quantidades de matéria em mol, as massas e os volumes.

É fundamental que o aluno consiga selecionar dados e estabelecer comparações, por isso, os exemplos devem ser variados.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 622)

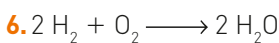
1. 5 copos (de requeijão) de queijo parmesão e 5 caixinhas de creme de leite.

2. 20 copos (de requeijão) de polvilho doce + 10 copos (de requeijão) de queijo parmesão + 10 caixinhas de creme de leite + sal a gosto — 200 pães de queijo.

3. 300 calorias.

4. Gás oxigênio, O_2 .

5. 2 moléculas.



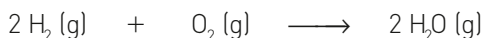
7. $H_2: 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$

$O_2: 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$

$$H_2O: \begin{cases} 2 \cdot 1 = 2 \\ 2 \cdot 16 = 32 \end{cases}$$

Total = 34 g/mol

8. De acordo com a reação química:



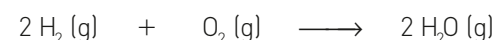
$$2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$x \text{ — } y \text{ — } 10 \text{ mol}$$

$$x = \frac{10 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 10 \text{ mol de } H_2$$

$$y = \frac{10 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 5 \text{ mol de } O_2$$

9. De acordo com a reação:



$$2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

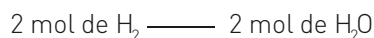
$$2 \cdot (2 \text{ g}) \text{ — } 1 \cdot (32 \text{ g}) \text{ — } 2 \cdot (18 \text{ g})$$

$$x \text{ — } y \text{ — } 90 \text{ g}$$

$$x = \frac{90 \text{ g} \cdot 2 \cdot 2 \text{ g}}{2 \cdot 18} = 10 \text{ g de } H_2$$

$$y = \frac{90 \text{ g} \cdot 1 \cdot 32 \text{ g}}{2 \cdot 18 \text{ g}} = 80 \text{ g de } O_2$$

10. De acordo com a reação:

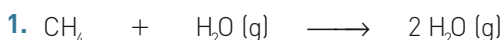


$$2 \cdot (2 \text{ g}) \text{ — } 2 \cdot (18 \text{ g})$$

$$20 \text{ g} \text{ — } m$$

$$m = \frac{20 \text{ g} \cdot 2 \cdot 18 \text{ g}}{2 \cdot 2 \text{ g}} = 180 \text{ g de } H_2O$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 623)



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

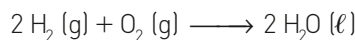
$$5 \text{ mol} \text{ — } x \text{ — } y$$

$$x \text{ — } y \text{ — } 90 \text{ g}$$

$$x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 5 \text{ mol de } CO_2$$

$$y = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 10 \text{ mol de } H_2O$$

2. Alternativa b.



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$0,25 \text{ mol} \text{ — } x$$

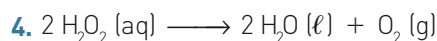
$$x = 0,50 \text{ mol}$$



$$2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$x \text{ — } 20 \text{ mol}$$

$$x = 40 \text{ mol}$$



$$2 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$2 \text{ mol} \longrightarrow 32 \text{ g}$$

$$5 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 80 \text{ g}$$

5. Alternativa e.

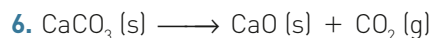


$$1 \text{ mol} \longrightarrow 6 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 6 \cdot (18 \text{ g})$$

$$5 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 540 \text{ g}$$



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$5 \text{ mol} \longrightarrow v$$

$$v = \frac{5 \text{ mol} \cdot 22,4}{1 \text{ mol}} = 112 \text{ L de CO}_2$$

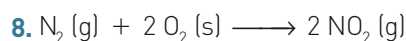


$$1 \text{ mol} \longrightarrow 3 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 3 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$n \longrightarrow 33,6 \text{ L}$$

$$n = \frac{33,6 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol}}{3 \cdot 22,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$$

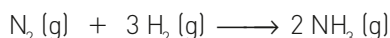
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \cdot (25 \text{ L})$$

$$4 \text{ mol} \longrightarrow v$$

$$v = \frac{4 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 25}{1 \text{ mol}} = 200 \text{ L de NO}_2$$

9. Massa molar $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$

Massa molar $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$



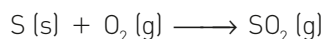
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 3 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$$

$$3 \cdot (2 \text{ g}) \longrightarrow 2 \cdot (17 \text{ g})$$

$$m \longrightarrow 170 \text{ g}$$

$$m = 30 \text{ g de gás hidrogênio}$$

10. Alternativa b.



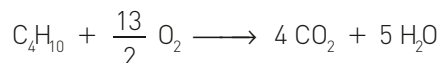
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$32 \text{ g} \longrightarrow 64 \text{ g}$$

$$1 \text{ ton} \longrightarrow x$$

$$x = 2 \text{ toneladas}$$

11. Alternativa b.



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 4 \text{ mol}$$

$$50 \text{ g} \longrightarrow 4 \cdot (44 \text{ g})$$

$$x \longrightarrow 1 \text{ kg}$$

$$x = 0,33 \text{ kg}$$

12. Alternativa a.

No forno são colocados grafita comercial em pó e óxido metálico, tal como CuO .

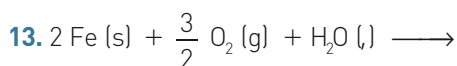


(redução do cobre: $+2 \Rightarrow 0$)

$$2 \cdot 80 \text{ g} \longrightarrow 44 \text{ g}$$

$$8 \text{ g} \longrightarrow m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 2,2 \text{ g}$$

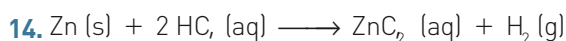


$$2 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$2 (56 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (214 \text{ g})$$

$$m \longrightarrow 428 \text{ g}$$

$$m = \frac{428 \text{ g} \cdot 2 \cdot 56 \text{ g}}{1 \cdot 214 \text{ g}} = 224 \text{ g de Fe}$$



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 (65,3 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$6,53 \longrightarrow v$$

$$v = \frac{6,53 \cdot 22,4 \text{ L}}{65,3 \text{ g}} = 2,24 \text{ L de H}_2$$



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 \cdot (79 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (22,7 \text{ L})$$

$$m \longrightarrow 45,4 \text{ L}$$

$$v = \frac{79 \text{ g} \cdot 45,4 \text{ L}}{22,7 \text{ L}} = 158 \text{ g}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 625)

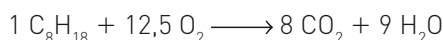
1. Alternativa d.

2. Alternativa b.

3. Alternativa d.

4. Alternativa d.

Combustão completa de 1 mol de octano (C_8H_{18}):



5. Alternativa d.

Calculando inicialmente a massa referente a 9 bilhões de latas, temos válido que:

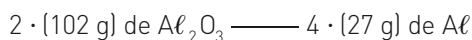
1 kg de alumínio — 83 latas

m — $9 \cdot 10^9$ latas

$$m \cong 1,08 \cdot 10^8 \text{ kg}$$

1 kg de alumínio — 83 latas

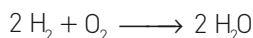
Assim, a massa em bauxita necessária pode ser obtida por:



m — $1,08 \cdot 10^8 \text{ kg}$

$$m = 204 \cdot 10^6 \text{ kg} = 204 \cdot 10^3 \text{ toneladas}$$

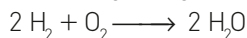
6. Alternativa b.



4 g — 36 g

40 kg — x

x = 360 kg de água



4 g — 32 g

40 kg — y

y = 320 kg

7. Alternativa b.

$$Ca_3(PO_4)_2 = 310$$

$$H_3PO_4 = 98$$

$$H_2SO_4 = 98$$



310 g — $3 \cdot 98 \text{ g}$ — $2 \cdot 98 \text{ g}$

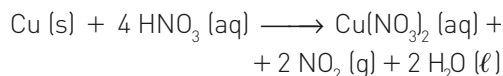
$m_{Ca_3(PO_4)_2}$ — $m_{H_2SO_4}$ — 980 g

$$m_{Ca_3(PO_4)_2} = 1550 \text{ g}$$

$$m_{H_2SO_4} = 1470 \text{ g}$$

$$m_{Ca_3(PO_4)_2} + m_{H_2SO_4} = 3020 \text{ g}$$

8. Alternativa e.



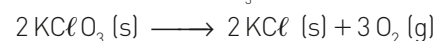
63,5 g — $2 \cdot 22,4 \text{ L}$

200 g — V_{NO_2}

$$V_{NO_2} = 141,1 \text{ L} \cong 141 \text{ L}$$

9. Alternativa d.

$$KClO_3 = 122,5; M_{KClO_3} = 122,5 \text{ g/mol}$$

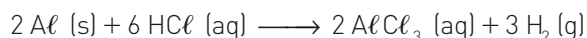


$2 \cdot 122,5 \text{ g}$ — $3 \cdot 22,4 \text{ L}$

980 g — V_{O_2}

$$V_{O_2} = 268,8 \text{ L}$$

10. Alternativa c.



$2 \cdot 27 \text{ g}$ — 6 g

$5 \cdot 13,5 \text{ g}$ — x

$$x = \frac{405}{54} = 7,5 \text{ g}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

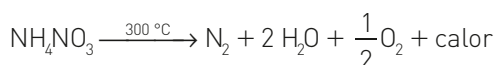
$$1 \cdot V = \frac{7,5}{2} \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$V = 83,9 \cong 84 \text{ L}$$

11. Alternativa d.

$$NH_4NO_3 = 80$$

$$N_2 = 28$$

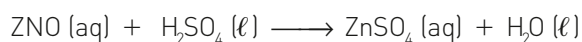


80 g — 14 g

48 kg — m_{N_2}

$$m_{N_2} = 16,8 \text{ kg}$$

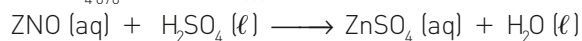
12. Alternativa b.



81,4 g — $98 \text{ g} \cdot \frac{100}{100}$

$\underbrace{100 \text{ kg}}_{\text{excesso}}$ — 50 kg

$$\underbrace{81,4 \cdot 50}_{4070} < \underbrace{98 \cdot 100}_{9800}$$



98 g — 161,4 g

50 kg — m_{ZnSO_4}

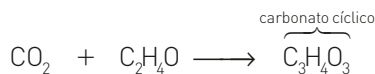
$$m_{ZnSO_4} = 82,35 \text{ kg}$$

13. Alternativa c.

Por quilômetro (km) rodado:

$$\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3 = 88 \text{ g/mol}$$



$$44 \text{ g} \longrightarrow 88 \text{ g}$$

$$0,22 \text{ kg} \longrightarrow m_{\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3} = 0,44 \text{ kg}$$

Para 100 km:

$$0,44 \text{ kg} \cdot 100 = 44 \text{ kg}$$

14. Alternativa b.

Calculando inicialmente o número de km percorridos pelos automóveis, temos:

$$1 \text{ automóvel} \longrightarrow 40 \text{ km} \longrightarrow 1 \text{ dia}$$

$$2\,000\,000 \text{ aut.} \longrightarrow x$$

$$x = 8 \cdot 10^7 \text{ km}$$

Para 30 dias temos:

$$d = 8 \cdot 10^7 \cdot 30 = 240 \cdot 10^7 \text{ km.}$$

Assim, o volume de gasolina consumido pode ser obtido por:

$$10 \text{ km} \longrightarrow 1 \text{ L}$$

$$240 \cdot 10^7 \longrightarrow v$$

$$v = 240 \cdot 10^6 \text{ L}$$

Logo, a massa de gasolina pode ser calculada a partir da densidade dela, portanto:

$$1 \cdot 10^{-3} \text{ L} \longrightarrow 0,8 \text{ g}$$

$$240 \cdot 10^6 \text{ L} \longrightarrow m$$

$$m = 192 \cdot 10^9 \text{ g}$$

Assim, a massa de gás carbônico que deixa de ser emitida é:

$$1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} \longrightarrow 8 \text{ mol de CO}_2$$

$$114 \text{ g} \longrightarrow 8 \cdot (44 \text{ g})$$

$$192 \cdot 10^9 \longrightarrow m$$

$$m = 6 \cdot 10^{11} \text{ g} \rightarrow 6 \cdot 10^5 \text{ toneladas.}$$

15. Alternativa c.

$$1 \text{ tonelada} \longrightarrow 20\,000 \text{ reais}$$

$$6 \cdot 10^5 \longrightarrow x$$

$$x = 1,2 \cdot 10^7 \text{ reais}$$

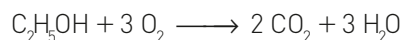
16. Alternativa c.

Velocidade de cruzeiro = 220 km/h $\Rightarrow$ (dividindo por dois) $\Rightarrow$ 110 km/0,5 h

Consumo de combustível = 100 L/h $\Rightarrow$ (dividindo por dois) $\Rightarrow$ 50 L/0,5 h

$$1 \text{ L de combustível} \longrightarrow 0,8 \text{ kg de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

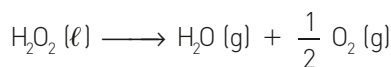
$$50 \text{ L de combustível} \longrightarrow \underbrace{50 \cdot 0,8 \text{ kg}}_{40 \text{ kg}} \text{ de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$



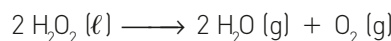
$$46 \text{ g} \longrightarrow 2 \cdot 44 \text{ g}$$

$$40 \text{ kg} \longrightarrow m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 76,52 \text{ kg} \cong 77 \text{ kg}$$

17. Massa molar de H₂O₂ = 34 g/mol

ou



$$2 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$2 \cdot (34 \text{ g}) \longrightarrow 3 \text{ mol (gases)}$$

$$68 \cdot 10^3 \longrightarrow x$$

$$x = \frac{68 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 3 \text{ mol}}{2 \cdot 34 \text{ g}} = 3 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

Cálculo do volume:

$$1 \text{ mol de gás} \longrightarrow 0,075 \text{ m}^3$$

$$3\,000 \text{ mol de gases} \longrightarrow n$$

$$n = 225 \text{ m}^3$$

18. Alternativa b.

	$\text{Na}_2\text{SO}_3 (\text{s})$	+	$\text{HCl} (\text{aq})$	$\longrightarrow$	$\text{NaCl} (\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O} (\ell)$	+	$\text{SO}_2 (\text{g})$
Interpretação:	1 mol		1 mol		1 mol		1 mol		1 mol
Adequação:					58,5 g		—		22,4 L
Então:					m		—		2,24 L
					m = 5,85 g				

19. Alternativa b.

Cálculo do consumo de *diesel*:

$$1 \text{ hora} \longrightarrow 50 \text{ km}$$

$$20 \text{ horas} \longrightarrow s$$

$$s = \frac{20 \text{ h} \cdot 50 \text{ km}}{1 \text{ h}} = 1000 \text{ km}$$

$$1 \text{ L} \longrightarrow 4 \text{ km}$$

$$v \longrightarrow 1000 \text{ km}$$

$$v = 250 \text{ L} = 250 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m_{\text{diesel}} = d \cdot V = \frac{0,8 \text{ g}}{\text{cm}^3} \cdot 250 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 200 \cdot 10^3 = 200 \text{ kg de diesel}$$

Produção de SO_2 :

– Metropolitano:

$$1 \text{ kg de diesel} \longrightarrow 2000 \text{ mg de S}$$

$$200 \text{ kg} \longrightarrow x$$

$$x = 400000 \text{ mg} = 400 \text{ g de S}$$

$$1 \text{ mol de S} \longrightarrow 1 \text{ mol de SO}_2$$

$$1 \cdot (32 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (64 \text{ g})$$

$$400 \text{ g} \longrightarrow y$$

$$y = \frac{400 \text{ g} \cdot 64 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 800 \text{ g de SO}_2$$

– S – 500:

$$1 \text{ kg de diesel} \longrightarrow 500 \text{ mg de S}$$

$$200 \text{ kg} \longrightarrow x$$

$$x = 100000 \text{ mg} = 100 \text{ g de S}$$

$$1 \text{ mol de S} \longrightarrow 1 \text{ mol de SO}_2$$

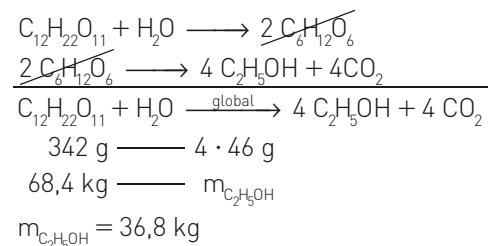
$$1 \cdot (32 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (64 \text{ g})$$

$$100 \text{ g} \longrightarrow y$$

$$y = \frac{100 \text{ g} \cdot 64 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 200 \text{ g de SO}_2$$

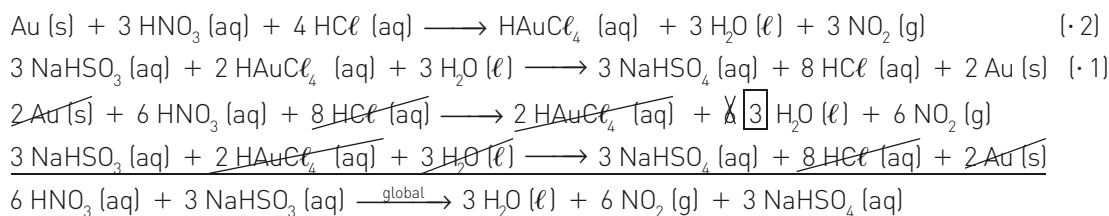
Redução na emissão: $800 \text{ g} - 200 \text{ g} = 600 \text{ g de SO}_2$

20. Alternativa d.

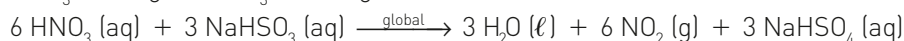


21. Alternativa c.

A partir das equações fornecidas no texto, temos:



$$\text{HNO}_3 = 63 \text{ g}; \text{NaHSO}_3 = 104 \text{ g}.$$

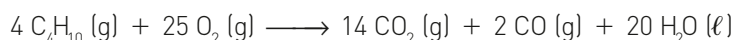


$$6 \cdot 63 \text{ g} \text{ — } 3 \cdot 104 \text{ g}$$

$$252 \text{ g} \quad \text{---} \quad m_{\text{NaHSO}_3}$$

$$m_{\text{NaHSO}_3} = 208 \text{ g}$$

22. Alternativa c.



4 mol 14 mol 2 mol

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = P \cdot \underbrace{\frac{V}{R \cdot T}}_{\text{constante}} \cdot n = k \cdot P$$

4 mol ——— 14 mol ——— 2 mol

$$4P \quad \text{---} \quad 14P \quad \text{---} \quad 2P$$

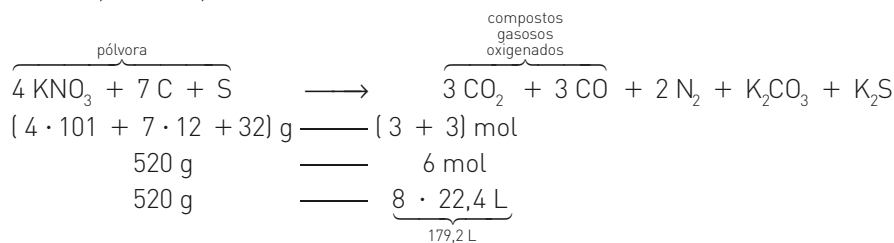
$$20 \text{ mmHg} \text{ ————— } P_{\text{CO}_2} \text{ ————— } P_{\text{CO}}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 70 \text{ mmHg}$$

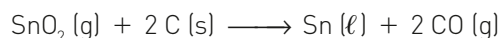
$$P_{co} = 10 \text{ mmHg}$$

23. Alternativa d.

$$K = 30; C = 13; S = 32$$



24. Alternativa d.



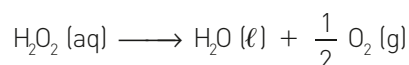
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$$

$$1 \text{ (118,7 g)} \text{ — } 2 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$1,8 \cdot 10^3 \text{ g} \quad \text{—} \quad \text{v}$$

$$v = \frac{1,8 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 2 \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \cdot 118,7 \text{ g}} = 679 \text{ L}$$

25. Alternativa c.



$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol} \text{ — } \frac{1}{2} \text{ mol} \\
 1 (34 \text{ g}) \text{ — } \frac{1}{2} \cdot (22,4 \text{ L}) \\
 m \text{ — } 10 \text{ L} \\
 m = \frac{10 \text{ L} \cdot 34 \text{ g}}{\frac{1}{2} \cdot 22,4 \text{ L}} = 30,3 \text{ g de H}_2\text{O}_2
 \end{array}$$

26. Alternativa c.

A substância azeda de sódio é utilizada porque permite formar gás nitrogênio em alta velocidade (cinética rápida), inflando o *air bag*. A reação ocorre com o aquecimento de um dispositivo acionado com o impacto do carro; com o aquecimento são formadas duas substâncias simples.

$$\begin{array}{l}
 2 \text{ NaN}_3 \xrightarrow{\Delta} 2 \text{ Na} + 3 \text{ N}_2 \\
 2 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol} \\
 2 \cdot (65 \text{ g}) \text{ — } 2 \cdot (23 \text{ g}) \\
 70 \text{ — } m \\
 m = \frac{70 \text{ g} \cdot 2 \cdot 23 \text{ g}}{2 \cdot 65 \text{ g}} = 24,77 \text{ g de Na}
 \end{array}$$

27. a) $\text{Mg}_2\text{SiO}_4 + 2 \text{ CO}_2 \longrightarrow 2 \text{ MgCO}_3 + \text{SiO}_2$

$$\begin{array}{l}
 2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol} \\
 2 \cdot (44 \text{ g}) \text{ — } 1 \text{ mol} \\
 4 \cdot 440 \text{ g} \text{ — } n \\
 n = \frac{4 \cdot 440 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \cdot 44 \text{ g}} = 50 \text{ mol de SiO}_2
 \end{array}$$

b) Nas CNTP:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } 44 \text{ g} \text{ — } 22,4 \text{ L} \\
 m \text{ — } 112 \cdot 1000 \text{ L} \\
 m = \frac{44 \text{ g} \cdot 112 \cdot 1000 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 220 \cdot 1000 \text{ g} = 220 \text{ kg}
 \end{array}$$

A indústria atingiu a meta pretendida.

28. Alternativa c.

Número de mol no cilindro de GNV:

$$P = 200 \text{ atm}$$

$$V = 30,0 \text{ L}$$

$$PV = nRT$$

$$n = ?$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

$$\begin{aligned}
 n &= \frac{PV}{RT} = \frac{200 \text{ atm} \cdot 30,0 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = \\
 &= 244 \text{ mol de GNV}
 \end{aligned}$$

$$\text{Em } 224 \text{ mol de GNV} \left\{ \begin{array}{l} [88\%] \text{ } 214,7 \text{ mol de CH}_4 \\ [9\%] \text{ } 21,96 \text{ mol de C}_2\text{H}_6 \\ [0,4\%] \text{ } 0,976 \text{ mol de C}_3\text{H}_8 \end{array} \right.$$

Massa de CO₂ emitida pelo CH₄:



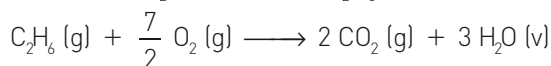
$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \cdot (44 \text{ g})$$

$$214,7 \text{ mol} \text{ — } m$$

$$m = 9,446,8 \text{ g de CO}_2$$

Massa de CO₂ emitida pelo C₂H₆:



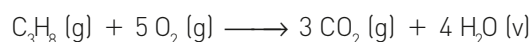
$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \cdot (44 \text{ g})$$

$$21,96 \text{ mol} \text{ — } m$$

$$m = 1932,5 \text{ g de CO}_2$$

Massa de CO₂ emitida pelo C₃H₈:



$$1 \text{ mol} \text{ — } 3 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 3 \cdot (44 \text{ g})$$

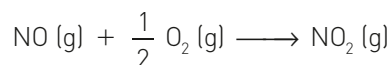
$$0,976 \text{ mol} \text{ — } m$$

$$m = 128,8 \text{ g de CO}_2$$

Assim, a massa de CO₂ emitida é:

$$9446,8 \text{ g} + 1932,5 \text{ g} + 128,8 \text{ g} = 11508,1 \text{ g} \approx 11,5 \text{ kg}$$

29. Alternativa e.



$$1 \text{ mol} \text{ — } 0,5 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ v} \text{ — } 0,5 \text{ v} \text{ — } 1 \text{ v}$$

$$200 \text{ cm}^3 \text{ — } 100 \text{ cm}^3 \text{ — } 200 \text{ cm}^3$$

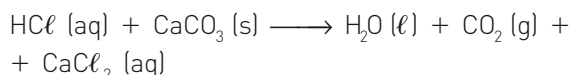
$$\text{Volume inicial: } 300 \text{ cm}^3 \text{ — } 100\%$$

$$\text{Volume final: } 200 \text{ cm}^3 \text{ — } x$$

$$x = 66,6\%; \text{ redução } 33,3\%$$

30. Alternativa c.

Adicionando-se o ácido clorídrico, em solução aquosa de carbonato de cálcio, teremos a seguinte reação:



A diferença de massa entre a massa inicial e a massa restante após cada intervalo de tempo corresponderá à massa do gás eliminado no processo (CO₂ (g)).

Então:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ — } V_{\text{molar CO}_2} \\ n_{\text{CO}_2} \text{ — } v_{\text{CO}_2} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ — } 24 \text{ L} \\ n_{\text{CO}_2} \text{ — } v_{\text{CO}_2} \end{array} \right\}$$

$$v_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = 24 \cdot \frac{m_{\text{CO}_2}}{44}$$

0 – 60 s

$$110,0 - 109,38 = 0,62 \text{ g de CO}_2$$

$$v_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{0,62}{44} = 0,34 \text{ L}$$

60 – 180 s

$$110,0 - 109,12 = 0,88 \text{ g de CO}_2$$

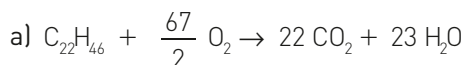
$$v_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{0,88}{44} = 0,48 \text{ L}$$

180 – 240 s

$$110,0 - 108,90 = 1,10 \text{ g de CO}_2$$

$$v_{\text{CO}_2} = 24 \cdot \frac{1,10}{44} = 0,60 \text{ L}$$

31. Solução:



b) Volume de ar no sótão:

$$V = 3 \cdot 2 \cdot 2 = 12 \text{ m}^3 = 12000 \text{ litros de ar}$$

Sabemos que:

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{0,88}{100} \cdot 12000 = 105,6 \text{ litros}$$

Por fim temos:

$$24 \text{ L — } 1 \text{ mol CO}_2$$

$$105,6 \text{ L — } N$$

$$N = 4,4 \text{ mol de CO}_2$$

c) Usando a estequiometria da equação de combustão da parafina temos:

$$22 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } 1 \text{ mol parafina}$$

$$22 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } 310 \text{ g parafina}$$

$$4,4 \text{ mol de CO}_2 \text{ — } m$$

$$m = 62 \text{ g de parafina.}$$

Por fim foi dito que:

$$1,55 \text{ g de parafina — } 1 \text{ vela}$$

$$62 \text{ g de parafina — } x$$

$$x = 40 \text{ velas.}$$

Logo, a idade da senhora era de 40 anos.

Capítulo 36

As reações no laboratório e na indústria

Objetivos do capítulo

- Identificar o reagente limitante;
- relacionar a quantidade de uma substância com uma quantidade da amostra impura que a contém;
- comparar a quantidade real obtida de uma substância com a quantidade esperada teoricamente.

Sugestões de abordagem

Imaginemos um exemplo, bastante concreto, para ilustrar esse conceito: um joalheiro está montando anéis com uma esmeralda e quatro diamantes. Se ele tiver 50 esmeraldas e 220 diamantes, quantos anéis poderão ser produzidos?

$$1 \text{ esmeralda} + 4 \text{ diamantes} \Rightarrow 1 \text{ anel}$$

$$50 \text{ esmeraldas} + 220 \text{ diamantes} \Rightarrow ?$$

Para que todas as esmeraldas fossem consumidas, ele precisaria de quantos diamantes?

$$1 \text{ esmeralda — } 4 \text{ diamantes}$$

$$50 \text{ esmeraldas — } x = 200$$

Assim, para 50 esmeraldas serão usados 200 diamantes. Logo, o joalheiro teria 20 diamantes que não poderiam ser utilizados. Nesse caso, o **reagente limitante** são as esmeraldas, e o **reagente em excesso**, os diamantes.

Assim, se:

$$1 \text{ esmeralda} + 4 \text{ diamantes} \Rightarrow 1 \text{ anel}$$

então:

$$50 \text{ esmeraldas} + 200 \text{ diamantes} \Rightarrow 50 \text{ anéis}$$

Excesso: 20 diamantes.



[p. 637]

O combustível corresponde às substâncias inflamáveis presentes na cabeça do fósforo e o comburente é o gás oxigênio. Os componentes do fósforo atuam como limitante e o gás oxigênio está em excesso.

Caso o oxigênio fosse limitante, seria totalmente consumido durante a queima do fósforo, impedindo a manutenção da vida ao redor do fenômeno.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 638)

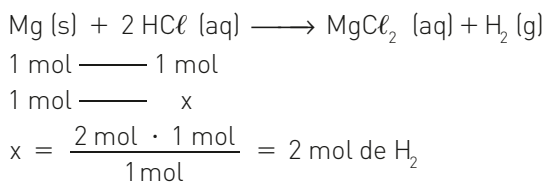
1. a) 9
b) Pão.

- c) Peito de peru. 5 fatias de peito de peru em excesso.

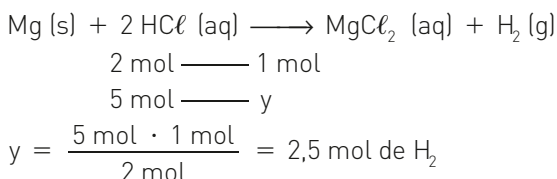
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 638)

1. a) 3
b) Quadro da bicicleta.
c) Um par de rodas.
2. a) Não há reagente limitante e, portanto, não há reagente em excesso.
b) Não há reagente em excesso.
c) 10 mol de CaCO_3 .
3. a) Ferro.
b) 1,5 mol de gás oxigênio em excesso.
c) 5 mol.

4. [Dado: massa molar $\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$].
a) Quantidade de H_2 produzida a partir de 2 mol de Mg:

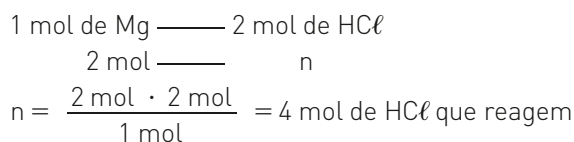


Quantidade de H_2 produzida a partir de 5 mol de HCl:



Como a menor quantidade de H_2 é obtida pela reação de 2 mol de magnésio, este é o reagente limitante.

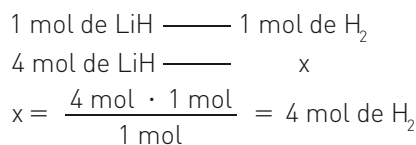
O reagente em excesso é o HCl:



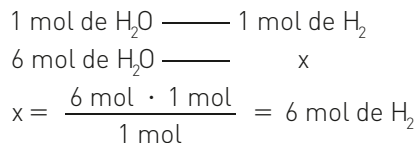
$5 \text{ mol} - 4 \text{ mol} = 1 \text{ mol de HCl em excesso}$

b) $n = \frac{m}{M}$
 $m = n \cdot M = 2 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4 \text{ g de H}_2$

5. a) Quantidade de H_2 formada a partir de 4 mol de LiH:

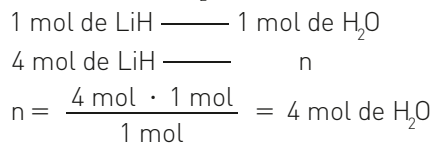


Quantidade de H_2 formada a partir de 6 mol de H_2O :



A menor quantidade de H_2 é obtida com a reação de 4 mol de LiH; então, este é o reagente limitante.

- b) Quantidade de H_2O que participa da reação:



Excesso:

$$6 \text{ mol} - 4 \text{ mol} = 2 \text{ mol de H}_2\text{O em excesso}$$

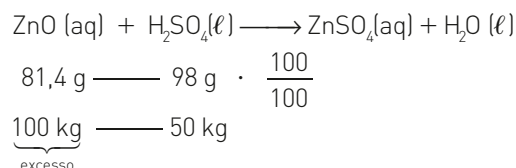
- c) $1 \text{ mol de H}_2 \text{ --- } 25 \text{ L}$
 $4 \text{ mol de H}_2 \text{ --- } v$
 $v = \frac{4 \text{ mol} \cdot 25 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 100 \text{ L de H}_2$

6. a) $\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 $\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{9}{2} \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$

b) $V = 1075,2 \text{ L}$

7. $M_{\text{metanol}} = 384 \text{ g}$
 $M_{\text{H}_2}(\text{excesso}) = 60 \text{ g} - 48 \text{ g} = 12 \text{ g}$

8. Alternativa b.



$$\underbrace{81,4 \cdot 50}_{4\,070} < \underbrace{98 \cdot 100}_{9\,800}$$

$$\text{ZnO (aq)} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\ell) \longrightarrow \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$$

$$98 \text{ g} \longrightarrow 161,4 \text{ g}$$

$$50 \text{ kg} \longrightarrow m_{\text{ZnSO}_4}$$

$$m_{\text{ZnSO}_4} \cong 82,35 \text{ kg}$$

9. Alternativa c.

Teremos:

p – aminofenol + anidrido acético $\Rightarrow$ paracetamol + ácido acético

$$109 \text{ g} \longrightarrow 102 \text{ g} \longrightarrow 151 \text{ g}$$

$$\underbrace{218 \text{ g}}_{\substack{\text{excesso} \\ \text{de} \\ \text{reagente}}} \longrightarrow 102 \text{ g} \longrightarrow 151 \text{ g}$$

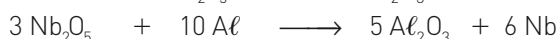
1 comprimido $\longrightarrow$ 0,5 g de paracetamol

$$n \longrightarrow 151 \text{ g}$$

$n = 302$ comprimidos

10. Alternativa b.

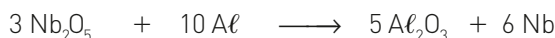
Balanceando: $\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{Al} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Nb}$



$$3 \cdot 266 \text{ g} \longrightarrow 10 \cdot 27 \text{ g} \longrightarrow 6 \cdot 93 \text{ g}$$

$$3,99 \text{ t} \longrightarrow 3,0 \text{ t} \longrightarrow m_{\text{Nb}}$$

$$3 \cdot 266 \cdot 3,0 > 10 \cdot 27 \cdot 3,99$$

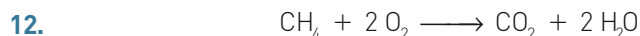


$$3 \cdot 266 \text{ g} \longrightarrow 10 \cdot 27 \text{ g} \longrightarrow 6 \cdot 93 \text{ g}$$

$$3,99 \text{ t} \longrightarrow \underbrace{3,0 \text{ t}}_{\substack{\text{excesso} \\ \text{de reagente}}} \longrightarrow m_{\text{Nb}}$$

$$m_{\text{Nb}} = \frac{3,99 \text{ t} \cdot 6 \cdot 93 \cancel{\text{ g}}}{3 \cdot 266 \cancel{\text{ g}}} = 2,79 \text{ t}$$

11. Experimento III



Interpretação: 1 mol 2 mol 1 mol 2 mol

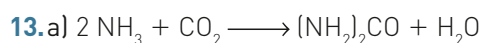
Reação: 2 mol 4 mol 2 mol 4 mol $\longrightarrow$ 1 mol de O_2 em excesso

Considerando que a pressão final após a reação se deve ao produto gasoso CO_2 e ao excesso de gás O_2 restante, temos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

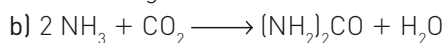
$$P \cdot 8,2 = 3 \cdot 0,082 \cdot 400$$

$$P = 12 \text{ atm}$$



$$80 + m = 140 + 40$$

$$M = 100 \text{ g}$$

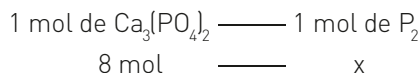


$$\text{Proporção: } 80 \text{ g} \longrightarrow 100 \text{ g}$$

Reação: 240 g $\longrightarrow$ 300 g $\longrightarrow$ excesso de 100 g de gás carbônico

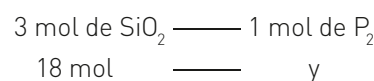
Desafiando seus conhecimentos (p. 640)

1. Quantidade de fósforo produzida a partir de 8 mol de fosfato de cálcio:



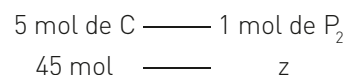
$$x = \frac{8 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 8 \text{ mol de } \text{P}_2$$

Quantidade de fósforo produzida a partir de 18 mol de areia:



$$y = \frac{18 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 6 \text{ mol de } \text{P}_2$$

Quantidade de fósforo produzida a partir de 45 mol de carvão:

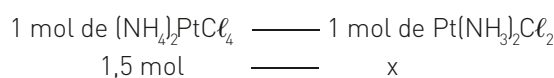


$$z = \frac{45 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} = 9 \text{ mol de } \text{P}_2$$

A menor quantidade de P_2 produzida foi 6 mol, a partir de 18 mol de SO_2 , o que indica que este é o reagente limitante; a quantidade de P_2 que pode ser obtida é de 6 mol.

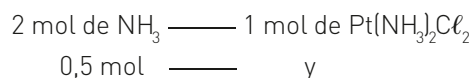
2. Alternativa a.

Quantidade de cisplatina produzida a partir de 1,5 mol de $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$:



$$x = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1,5 \text{ mol de } \text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$$

Quantidade de cisplatina produzida a partir de 0,5 mol de NH_3 :



$$y = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,25 \text{ mol de } \text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$$

O menor valor encontrado, 0,25 mol, indica a quantidade máxima de $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ que pode ser obtida, e o reagente limitante, neste caso, é o NH_3 .

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M$$

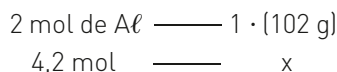
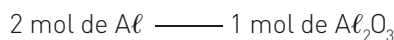
$$m = 0,25 \text{ mol} \cdot 300 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = 75 \text{ g}$$

3. [01] Correto: o Al é um metal mais reativo que o Fe , deslocando-o.

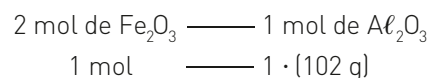
[02] Correto:

Quantidade de Al_2O_3 obtida a partir de 4,2 mol de Al :



$$x = \frac{4,2 \text{ mol} \cdot 102 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = 214,2 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

Quantidade de Al_2O_3 obtida a partir de 1,8 mol de Fe_2O_3 :

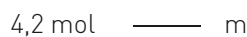
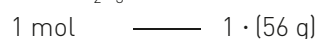
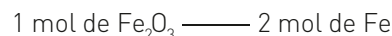


$$y = \frac{1,8 \text{ mol} \cdot 102 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 183,6 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

O menor valor encontrado é a maior massa de Al_2O_3 que pode ser obtida (183,6 g) a partir de 1,8 mol de Fe_2O_3 , o reagente limitante.

[04] Incorreto: são produzidos 183,6 g de Al_2O_3 .

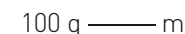
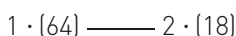
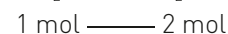
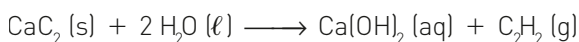
[08]. Correto:



$$m = \frac{1,8 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 201,6 \text{ g de } \text{Fe}$$

4. Alternativa a.

Conforme o texto, o carbeto de cálcio é o reagente limitante, estando a água em excesso.

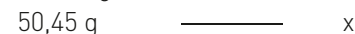
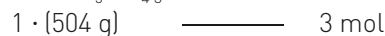
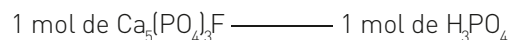


$$m = 56,25 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ que reagem}$$

Excesso:

$$100 \text{ g} - 56,25 \text{ g} = 43,75 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ em excesso.}$$

5. a) Quantidade de ácido fosfórico produzida a partir de 50,45 g de fluorapatita.



$$x = \frac{50,45 \text{ g} \cdot 3 \text{ mol}}{504 \text{ g}} = 0,3 \text{ mol de } \text{H}_3\text{PO}_4$$

Quantidade de ácido fosfórico produzida a partir de 98,12 g de ácido sulfúrico:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 & \longrightarrow & 3 \text{ mol de } \text{H}_3\text{PO}_4 \\ 5 \cdot (98 \text{ g}) & \longrightarrow & 3 \text{ mol} \\ 98,12 \text{ g} & \longrightarrow & y \\ y = \frac{98,12 \text{ g} \cdot 3 \text{ mol}}{5 \cdot 98 \text{ g}} & = & 0,6 \text{ mol de } \text{H}_3\text{PO}_4 \end{array}$$

O menor valor calculado indica a quantidade máxima de H_3PO_4 que pode ser obtida, neste caso, 0,3 mol de H_3PO_4 a partir de 50,45 g de $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_4\text{F}$, que é o reagente limitante.

$$\begin{aligned} \text{b) } n &= \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M \\ m &= 0,3 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 29,4 \text{ g de } \text{H}_3\text{PO}_4 \end{aligned}$$

6. Alternativa a.

Quantidade de HNO_3 produzida a partir de 2,76 g de NO_2 :

$$\begin{array}{ccc} 3 \text{ mol de } \text{NO}_2 & \longrightarrow & 2 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \\ 3 \cdot (46 \text{ g}) & \longrightarrow & 2 \text{ mol} \\ 2,76 & \longrightarrow & x \\ x = \frac{2,76 \text{ g} \cdot 2 \text{ mol}}{3 \cdot 46 \text{ g}} & = & 0,04 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \end{array}$$

Quantidade de HNO_3 produzida a partir de 0,54 g de H_2O :

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} & \longrightarrow & 2 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \\ 1 \cdot (18 \text{ g}) & \longrightarrow & 2 \text{ mol} \\ 0,54 \text{ g} & \longrightarrow & y \\ y = \frac{0,54 \text{ g} \cdot 2 \text{ mol}}{18 \text{ g}} & = & 0,06 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

O menor valor encontrado indica a quantidade máxima de HNO_3 que pode ser produzida, neste caso, partindo-se de 2,76 g de NO_2 , este é o reagente limitante.

Massa de H_2O que reage em excesso:

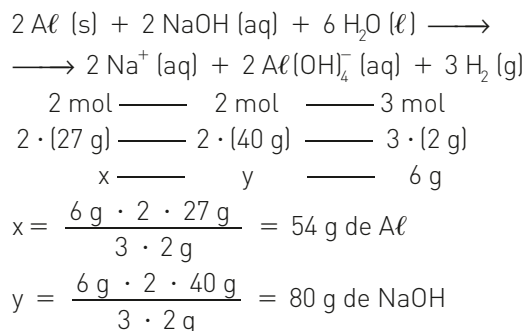
$$\begin{array}{ccc} 3 \text{ mol de } \text{NO}_2 & \longrightarrow & 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \\ 3 \cdot (46 \text{ g}) & \longrightarrow & 1 \cdot 18 \text{ g} \\ 2,76 & \longrightarrow & m \\ m = \frac{2,76 \text{ g} \cdot 18 \text{ g}}{3 \cdot 46 \text{ g}} & = & 0,36 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ que} \end{array}$$

reage

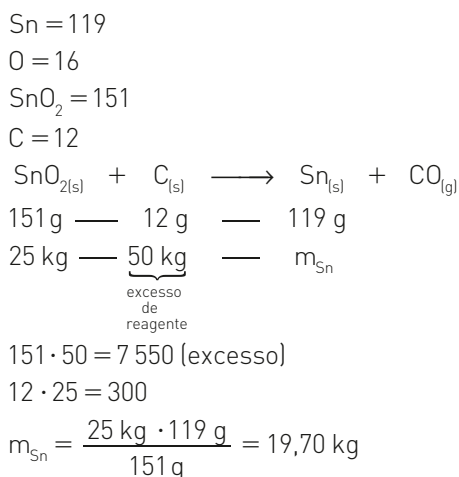
Excesso:

$$0,54 \text{ g} - 0,36 \text{ g} = 0,18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ em excesso.}$$

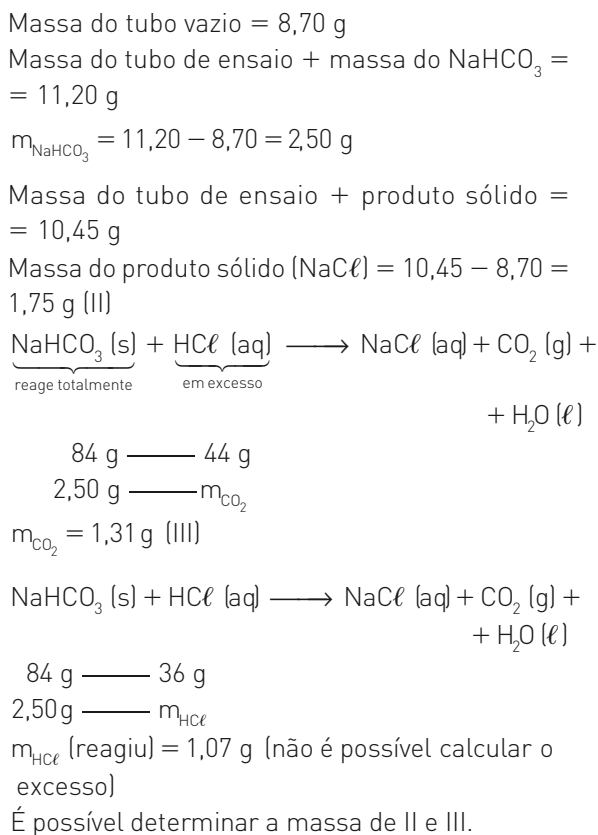
7. Alternativa d.



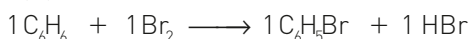
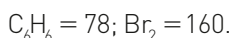
8. Alternativa b.



9. Alternativa d.



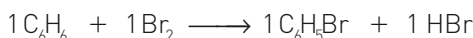
- 10.a) Considerando 1 mol de benzeno reagindo com 1 mol de bromo:



$$78 \text{ g} \longrightarrow 160 \text{ g}$$

$$50 \text{ g} \longrightarrow 100 \text{ g}$$

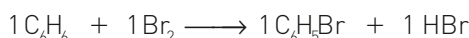
$$\frac{160 \cdot 50}{8\,000 \text{ (excesso; C}_6\text{H}_6\text{)}} > \frac{78 \cdot 100}{7\,800 \text{ (limitante; Br}_2\text{)}}$$



$$78 \text{ g} \longrightarrow 160 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_6} \longrightarrow 100 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_6} = 48,75 \text{ g}$$



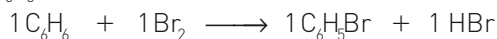
$$78 \text{ g} \longrightarrow 160 \text{ g}$$

$$48,75 \text{ g} \longrightarrow 100 \text{ g}$$

Conclusão: a lei de Proust não será obedecida para 50 g de benzeno, pois existe 1,25 g de excesso de reagente.

- b) Em conformidade à lei de Proust, vem:

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{Br} = 157$$



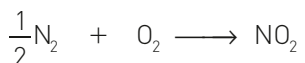
$$160 \text{ g} \longrightarrow 157 \text{ g}$$

$$100 \text{ g} \longrightarrow m_{\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}} = 98,125 \text{ g}$$

11. Alternativa a.

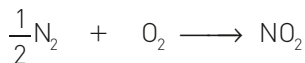
Considere um espaço determinado da atmosfera em que haja 20% em massa de oxigênio e 80% de nitrogênio, vem:



$$14 \text{ g} \quad 32 \text{ g} \quad 46 \text{ g}$$

$$\underbrace{80\%}_{\text{excesso}} \quad \underbrace{20\%}_{\text{limitante}} \quad p_{\text{NO}_2}$$

$$14 \cdot 20 < 32 \cdot 80$$



$$14 \text{ g} \quad 32 \text{ g} \quad 46 \text{ g}$$

$$p_{\text{N}_2} \quad 20\% \quad p_{\text{NO}_2}$$

$$p_{\text{NO}_2} = 28,75\%$$

$$p_{\text{N}_2} = 8,75\%$$

$$p_{\text{N}_2}(\text{excesso}) = 80 - 8,75 = 71,25\%$$

Conclusão:

$$71,25\% \cong 71\% \text{ de } \text{N}_2$$

$$28,75\% \cong 29\% \text{ de } \text{NO}_2$$

12. Alternativa d.

[I] Correto:

Combustão do propano:

$$250 \text{ L de ar} \longrightarrow 100\%$$

$$\text{V}_{\text{O}_2} \longrightarrow 20\%$$

$$\text{V}_{\text{O}_2} = 50 \text{ L}$$



$$1 \text{ volume} \longrightarrow 5 \text{ volumes}$$

$$10 \text{ L} \longrightarrow 50 \text{ L}$$

$$\text{V}_{\text{propano colocado}} = 50 \text{ L}$$

$$\text{V}_{\text{propano utilizado}} = 10 \text{ L}$$

$$50 \text{ L} - 10 \text{ L} = 40 \text{ L de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ restantes}$$

Conclusão: combustão incompleta.

[II] Incorreto:



$$1 \text{ volume} \longrightarrow 5 \text{ volumes}$$

$$50 \text{ L} \longrightarrow 250 \text{ L}$$

$$\text{V}_{\text{propano colocado}} = 50 \text{ L}$$

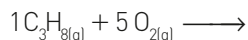
$$\text{V}_{\text{propano utilizado}} = 50 \text{ L}$$

$$\text{V}_{\text{ar}} \longrightarrow 100\%$$

$$250 \text{ L} \longrightarrow 20\% \text{ (oxigênio)}$$

$$\text{V}_{\text{ar}} = 1\,250 \text{ L}$$

[III] Correto:



$$1 \text{ volume} \longrightarrow 5 \text{ volumes}$$

$$\underbrace{50 \text{ L}}_{\text{excesso}} \longrightarrow 250 \text{ L} \cdot 0,20$$

$$50 \text{ L} \cdot 5 \text{ volumes} > 250 \text{ L} \cdot 0,20 \cdot 1 \text{ volume}$$

Conclusão: o propano está em excesso.

Devido ao excesso de gás propano no sistema e à combustão incompleta, é provável que, nessa combustão, tenha se formado fuligem.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 645)

1. O elemento cálcio, com 0,02% da massa.
2. O arsênio, com 0,0002% de massa.

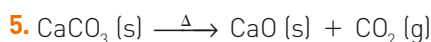
$$3. \begin{cases} 1000 \text{ g} & \text{---} & 100\% \text{ (frasco)} \\ m & \text{---} & 0,005\% \text{ (Sr)} \end{cases}$$

$$m = \frac{1000 \cdot 0,005}{100} = 0,05 \text{ g de Sr}$$

$$4. 160 \text{ g de CaCO}_3$$

$$\begin{cases} 200 \text{ g} & \text{---} & 100\% \text{ (amostra)} \\ m & \text{---} & 80\% \text{ (CaCO}_3\text{)} \end{cases}$$

$$m = \frac{200 \cdot 80}{100} = 160 \text{ g de CaCO}_3$$



$$6. 89,6 \text{ g de CaO}$$

Pela equação:

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de CaCO}_3 & \text{---} & 1 \text{ mol de CaO} \\ 1 \cdot (100 \text{ g}) & \text{---} & 1 \cdot (56 \text{ g}) \\ 160 \text{ g} & \text{---} & x \end{cases}$$

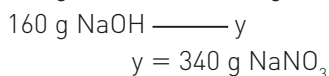
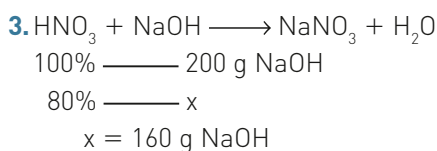
$$x = \frac{160 \text{ g} \cdot 56 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 89,6 \text{ g de CaO}$$

$$7. 36,32 \text{ L}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 645)

$$1. 98\%$$

$$2. 22\,400 \text{ g}$$

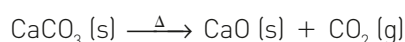


$$4. \text{Alternativa c.}$$

A massa de carbonato de cálcio na amostra é:

$$\begin{cases} 200 \text{ g} & \text{---} & 100\% \text{ (amostra)} \\ m & \text{---} & 90\% \text{ (CaCO}_3\text{)} \end{cases}$$

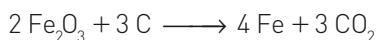
$$m = \frac{200 \text{ g} \cdot 90}{100} = 180 \text{ g de CaCO}_3$$



$$\begin{cases} 1 \text{ mol} & \text{---} & 1 \text{ mol} \\ 1 \cdot (100 \text{ g}) & \text{---} & 1 \cdot (44 \text{ g}) \\ 180 \text{ g} & \text{---} & x \end{cases}$$

$$x = \frac{180 \text{ g} \cdot 44 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 79,2 \text{ g de CO}_2$$

$$5. \text{Alternativa c.}$$



$$1 \text{ ton} - 10\% \Rightarrow 1\,000 \text{ kg} - 100 \text{ kg} = 900 \text{ kg}$$

$$2 \cdot (56 \cdot 2 + 16 \cdot 3) \text{ --- } 4 \cdot 56$$

$$900 \text{ kg} \text{ --- } x$$

$$x = 630 \text{ kg}$$

$$6. \text{Alternativa b.}$$

Massa de Fe_2O_3 na hematita:

$$\begin{cases} 200 \text{ kg} & \text{---} & 100\% \text{ (amostra)} \\ m & \text{---} & 80\% \text{ (Fe}_2\text{O}_3\text{)} \end{cases}$$

$$m = \frac{200 \text{ kg} \cdot 80}{100} = 160 \text{ kg de Fe}_2\text{O}_3$$



$$2 \text{ mol} \text{ --- } 4 \text{ mol}$$

$$2 \cdot (160 \text{ g}) \text{ --- } 4 \cdot (56 \text{ g})$$

$$160 \text{ g} \text{ --- } x$$

$$x = \frac{160 \text{ kg} \cdot 4 \cdot 56 \text{ g}}{2 \cdot 160 \text{ g}} = 112 \text{ kg de Fe} =$$

$$= 1,12 \cdot 10^5 \text{ g de Fe}$$

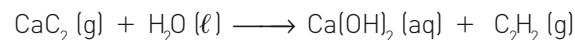
$$7. \text{Alternativa a.}$$

Massa de carvão de cálcio:

$$\begin{cases} 400 \text{ g} & \text{---} & 100\% \text{ (amostra)} \\ m & \text{---} & 80\% \text{ (CaC}_2\text{)} \end{cases}$$

$$m = 400 \text{ g} = \frac{80}{100} = 320 \text{ g de CaC}_2$$

Volume do etino:



$$1 \text{ mol} \text{ --- } 1 \text{ mol}$$

$$1 \cdot (64 \text{ g}) \text{ --- } 1 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$320 \text{ g} \text{ --- } V$$

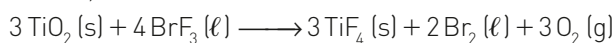
$$V = \frac{320 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ L}}{64 \text{ g}} = 112 \text{ L de C}_2\text{H}_2$$

$$8. \text{Alternativa d.}$$

$$9. \text{Alternativa d.}$$

10. Alternativa e.

$$\text{Ti} = 48; \text{O} = 16.$$



$$3 \cdot 80 \text{ g} \longrightarrow 3 \cdot 32 \text{ g}$$

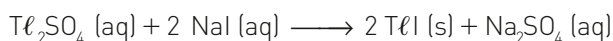
$$m_{\text{TiO}_2} \longrightarrow 0,14 \text{ g}$$

$$m_{\text{TiO}_2} = 0,35 \text{ g}$$

$$2,38 \text{ g (amostra)} \longrightarrow 100\%$$

$$0,35 \text{ g (amostra)} \longrightarrow p$$

$$p = 14,7058\% \cong 14,7\%$$

11. Alternativa d.

$$504 \text{ g} \longrightarrow 2 \cdot 331 \text{ g}$$

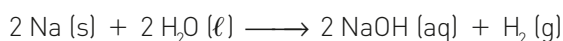
$$p \cdot 10 \text{ g} \longrightarrow 1,2 \text{ g}$$

$$p = 0,091$$

$$p = 9,1\%$$

12. 99,2% de pureza

Equacionando a reação temos:



$$2 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$2 \cdot (23 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$m \longrightarrow 2,415 \text{ L}$$

$$m = 4,959 \text{ g}$$

$$5 \text{ g de Na} \longrightarrow 100\%$$

$$4,959 \text{ g de Na} \longrightarrow x$$

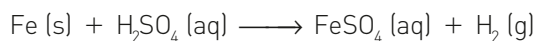
$$x = 99,2\% \text{ de pureza}$$

13. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$

55000 g de limalha

14000 g de CO

a) Trata-se de uma reação de deslocamento:



b) Massa de Fe para produzir 20 m³ de H₂:

$$231 \text{ g de Fe} \longrightarrow 100 \text{ L de H}_2$$

$$m \longrightarrow 20 \cdot 10^3 \text{ de H}_2$$

$$m = \frac{231 \text{ g} \cdot 20 \cdot 10^3 \text{ L}}{100 \text{ L}} = 4,462 \cdot 10^4 \text{ de Fe}$$

Massa de limalha de ferro:

$$\begin{cases} 4,462 \cdot 10^4 \text{ g} \longrightarrow 84\% \text{ (ferro)} \\ x \longrightarrow 100\% \text{ (limalha)} \end{cases}$$

$$x = \frac{4,462 \cdot 10^4 \text{ g} \cdot 100}{84} = 55 \cdot 10^3 \text{ g de limalha}$$

c) Obtenção do H₂:

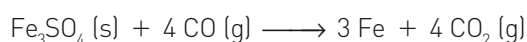
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 4 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 4 \cdot (2 \text{ g})$$

$$n \longrightarrow 1 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$n = \frac{1 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{4 \cdot 2 \text{ g}} = 125 \text{ mol de Fe}_3\text{O}_4$$

Recuperação do Fe:



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 4 \text{ mol}$$

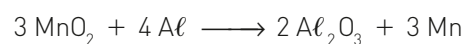
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 4 \cdot (28 \text{ g})$$

$$125 \text{ mol} \longrightarrow m$$

$$m = \frac{125 \text{ mol} \cdot 4 \cdot 28 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 14 \cdot 10^3 \text{ g de CO}$$

14. Alternativa d.

Massa de MnO₂ necessária para produzir 1,10 t de Mn:



$$3 \text{ mol} \longrightarrow 3 \text{ mol}$$

$$3 (87 \text{ g}) \longrightarrow 3 \cdot (55 \text{ g})$$

$$x \longrightarrow 1,10 \text{ t}$$

$$x = \frac{1,10 \text{ t} \cdot 3 \cdot 87 \text{ g}}{3 \cdot 55 \text{ g}} = 1,74 \text{ tonelada}$$

Massa de minério:

$$1,74 \text{ t} \longrightarrow 80\% (\text{MnO}_2)$$

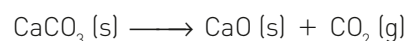
$$m \longrightarrow 100\% (\text{minério})$$

$$m = \frac{100 \cdot 1,74 \text{ t}}{80} = 2,175 \text{ t do minério}$$

pirolusita

15. Alternativa a.

Equação de decomposição:



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 \cdot (100 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (56 \text{ g})$$

$$x \longrightarrow 2,24$$

$$x = 4 \text{ g}$$

$$5 \text{ g (amostra)} \longrightarrow 100\%$$

$$4 \text{ g} \longrightarrow y$$

$$y = 80\% \text{ de pureza}$$

16. a) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$

$$\text{b) } 200 \text{ kg de N}_2 \longrightarrow 100\%$$

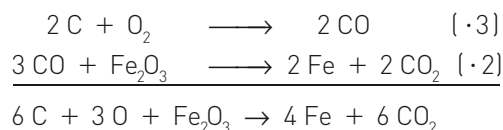
$$x \longrightarrow 80\% (\text{pureza})$$

$$x = 224 \text{ kg de N}_2$$

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de } N_2 & \longrightarrow & 3 \text{ mol de } H_2 \longrightarrow 2 \text{ mol de } NH_3 \\
 1 \cdot (28 \text{ g}) & \longrightarrow & 3 \cdot (2 \text{ g}) \longrightarrow 2 \cdot (22,4 \text{ L}) \\
 224 \cdot 10^3 \text{ g} & \longrightarrow & 60 \cdot 10^3 \text{ g} \longrightarrow V_{NH_3} \\
 V_{NH_3} = 358,4 \cdot 10^3 \text{ L}
 \end{array}$$

17. 28 g de fermento em pó $\longrightarrow$ 100%
 $m_{NaHCO_3} \longrightarrow$ 30%
 $m_{NaHCO_3} = 8,4 \text{ g}$
 $2 \text{ mol de } NaHCO_3 \longrightarrow 1 \text{ mol de } CO_2$
 $2 \cdot (84 \text{ g}) \longrightarrow 1 \text{ mol}$
 $8,4 \text{ g} \longrightarrow n_{CO_2}$
 $n_{CO_2} = 0,05 \text{ mol}$
 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
 $1 \cdot V_{CO_2} = 0,05 \cdot 0,082 \cdot 373$
 $V_{CO_2} = 1,5 \text{ L}$

18. Alternativa b.



$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ t de ferro} & \longrightarrow & 1000 \text{ kg} \longrightarrow 100\% \\
 x & \longrightarrow & 80\% \text{ (hematita)}
 \end{array}$$

$$x = 800 \text{ kg de hematita (Fe}_2\text{O}_3\text{)}$$

Pela equação global, temos:

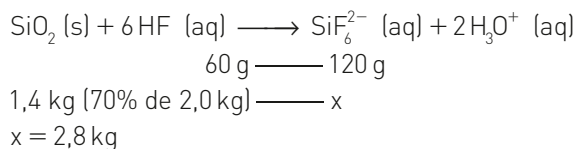
$$\begin{array}{rcl}
 6 \text{ mol de } C & \longrightarrow & 2 \text{ mol de } Fe_2O_3 \\
 6 \cdot (12 \text{ g}) & \longrightarrow & 2 \cdot (160 \text{ g}) \\
 m_C & \longrightarrow & 800 \text{ kg}
 \end{array}$$

$$m_C = 180 \text{ kg}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 648)

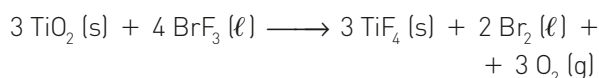
1. 537,6 L. Carbonato de potássio e sulfeto de potássio.

2. Alternativa b.



3. Alternativa b.

Massa de TiO_2 no minério:



$$\begin{array}{rcl}
 3 \text{ mol} & \longrightarrow & 3 \text{ mol} \\
 3 \cdot (80 \text{ g}) & \longrightarrow & 3 \cdot (32 \text{ g}) \\
 m & \longrightarrow & 0,96 \text{ g}
 \end{array}$$

$$m = \frac{0,96 \text{ g} \cdot 3 \cdot 80 \text{ g}}{3 \cdot 32 \text{ g}} = 2,4 \text{ g de } TiO_2$$

Pureza:

$$\begin{cases} 2,4 \text{ g} \longrightarrow x\% (TiO_2) \\ 12 \text{ g} \longrightarrow 100\% \text{ minério} \end{cases}$$

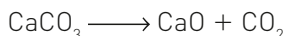
$$x = \frac{2,4 \text{ g} \cdot 100}{12 \text{ g}} = 20\% \text{ de pureza}$$

4. Alternativa d.

Massa de óxido de cálcio produzida:

$$m_{CaO} = m_{total} - m_{cadinho} = 41,97 \text{ g} - 38,40 \text{ g} = 3,57 \text{ g de CaO}$$

Massa de carbonato de cálcio que reagiu:



$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 1 \text{ mol} \\
 1 \cdot (100 \text{ g}) & \longrightarrow & 1 \cdot (56 \text{ g}) \\
 x & \longrightarrow & 3,57 \text{ g}
 \end{array}$$

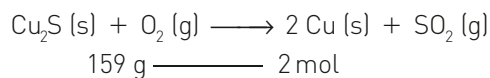
$$x = \frac{3,57 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 6,375 \text{ g de } CaCO_3$$

Pureza:

$$\begin{cases} 7,5 \text{ g} \longrightarrow 100\% \text{ (amostra)} \\ 6,375 \text{ g} \longrightarrow y \text{ (CaCO}_3\text{)} \end{cases}$$

$$x = \frac{6,375 \text{ g} \cdot 100}{7,5 \text{ g}} = 85\%$$

5. Alternativa a.



$$\begin{array}{rcl}
 159 \text{ g} & \longrightarrow & 2 \text{ mol} \\
 \frac{7,95}{100} \cdot 10^6 \text{ g} & \longrightarrow & n_{Cu(s)}
 \end{array}$$

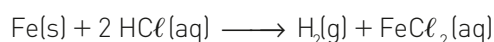
$$n_{Cu(s)} = 1000 \text{ mol} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

6. Alternativa e.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$2,46 \cdot 1 = n_{H_2} \cdot 0,082 \cdot (27 + 273)$$

$$n_{H_2} = 0,1 \text{ mol}$$

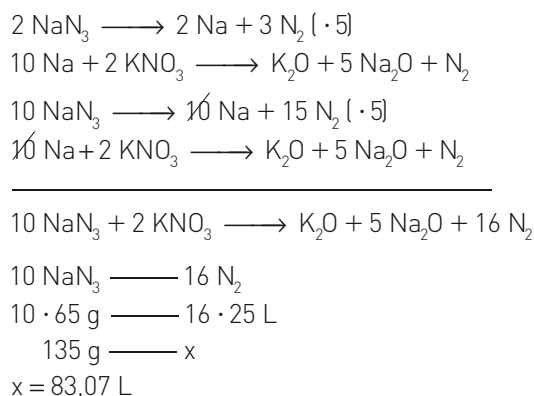


$$56 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$p \cdot 11,2 \text{ g} \longrightarrow 0,1 \text{ mol}$$

$$p = 0,50 = 50\% \text{ (teor de ferro)}$$

7. Alternativa d.



8. Alternativa d.

O ferro-gusa tem 3,3% de carbono e, de acordo com o enunciado, o excesso de carbono é retirado formando uma liga (aço doce) com 0,3% de carbono, ou seja, 0,3% de carbono, (3,3% - 0,3%) é retirado. Então:

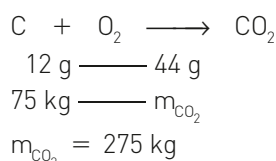
$$2,51 = 2500 \text{ kg de ferro-gusa (total); } C = 12;$$

$$\text{CO}_2 = 44$$

$$2500 \text{ kg} \longrightarrow 100\%$$

$$m_{\text{carbono retirado}} \longrightarrow 3,0\%$$

$$m_{\text{carbono retirado}} = 75 \text{ kg}$$



9. Alternativa b.

A equação da reação de decomposição térmica do oxalato de magnésio pode ser representada por:



A perda de massa observada no gráfico ($X - Y = 576 \text{ mg}$) é devida à liberação de $\text{CO} (\text{g})$ e $\text{CO}_2 (\text{g})$. Dessa forma, podemos estabelecer a seguinte relação:

$$\frac{M_{\text{CO}} + M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{MgC}_2\text{O}_4}} = \frac{576 \text{ mg}}{X}$$

$$\frac{20 \text{ g/mol} + 44 \text{ g/mol}}{112 \text{ g/mol}} = \frac{576 \text{ mg}}{X}$$

$$X = 896 \text{ mg}$$

Como $X - Y = 576 \text{ mg}$, temos:

$$896 \text{ mg} - Y = 576 \text{ mg}$$

$$Y = 320 \text{ mg}$$

A porcentagem de perda de massa pode ser dada por:

$$896 \text{ mg} \longrightarrow 100\%$$

$$576 \text{ mg} \longrightarrow p$$

$$p \cong 64,3\%$$

10. Alternativa b.

1 kg de KIO_3 custa R\$ 20,00; dessa massa, 60% correspondem a iodo. Então, podemos dizer que o consumidor terá de desembolsar R\$ 20,00 para adquirir 600 g de iodo.

Logo, o custo de 60 g de iodo é R\$ 2,00, e o custo

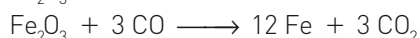
$$\text{de 60 mg é R\$ } 0,002 \left(\frac{\text{R\$ } 2,00}{1000} \right).$$

Como um 1 kg de sal é vendido por R\$ 1,00, o custo do iodo nesse preço representa, no máximo,

$$\frac{0,0002}{1,00} \cdot 100\% = 0,02\%.$$

11. Alternativa c.

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160; \text{Fe} = 56.$$

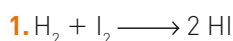


$$160 \text{ g} \longrightarrow 672 \text{ g}$$

$$p \cdot 5 \text{ t} \longrightarrow 2,8 \text{ t}$$

$$p = 0,8 \Rightarrow 80\%$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 650)



2. Com 4 moléculas de H_2 e 4 moléculas de I_2 , deveriam ser formadas 8 moléculas de HI , de acordo com a reação.

Como foram formadas apenas 6 moléculas, o rendimento é:

$$8 \text{ moléculas} \longrightarrow 100\% \text{ (teórico)}$$

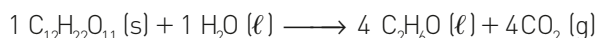
$$6 \text{ moléculas} \longrightarrow x\% \text{ (real)}$$

$$m = \frac{6 \text{ moléculas} \cdot 100\%}{8 \text{ moléculas}} = 75\%$$

O Explore seu mundo deste capítulo depende da resposta pessoal do aluno.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 651)

1. Alternativa d.



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 4 \cdot 0,85 \text{ mol}$$

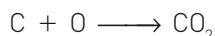
$$100 \text{ mol} \longrightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 340 \text{ mol}$$

$$m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 340 \cdot 46 = 15\,640 \text{ g} = 15,64 \text{ kg}$$

2. Alternativa d.

Massa teórica de CO_2 obtida:



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 \cdot (12 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (44 \text{ g})$$

$$3 \text{ kg} \longrightarrow m$$

$$m = \frac{3 \text{ kg} + 44 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 11 \text{ kg de } \text{CO}_2$$

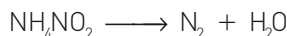
Massa real de CO_2 obtida:

$$11 \text{ kg} \longrightarrow 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$x \longrightarrow 90\% \text{ (rendimento real)}$$

$$x = 11 \text{ kg} \cdot \frac{90}{100} = 9,9 \text{ kg de } \text{CO}_2$$

3. Volume teórico de N_2 obtido:



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 \cdot (64 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (22,4 \text{ L})$$

$$12,8 \text{ g} \longrightarrow V$$

$$V = \frac{12,8 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ L}}{64 \text{ g}} = 4,48 \text{ L}$$

Volume real de N_2 obtido:

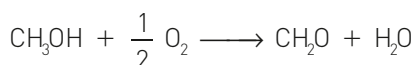
$$4,48 \text{ L} \longrightarrow 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$x \longrightarrow 80\% \text{ (rendimento real)}$$

$$x = \frac{4,48 \text{ L} \cdot 80}{100} = 3,6 \text{ L de } \text{N}_2$$

4. Alternativa d.

Massa teórica de formaldeído obtida:



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1 \cdot (32 \text{ g}) \longrightarrow 1 \cdot (30 \text{ g})$$

$$3,2 \text{ kg} \longrightarrow m$$

$$m = \frac{3,2 \text{ kg} \cdot 30 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 3,0 \text{ kg de formaldeído}$$

Massa real de formaldeído obtida:

$$3,0 \text{ kg} \longrightarrow 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$x \longrightarrow 90\% \text{ (rendimento real)}$$

$$x = \frac{3,0 \text{ kg} \cdot 90}{100} = 2,7 \text{ kg de formaldeído}$$

5. Alternativa e.

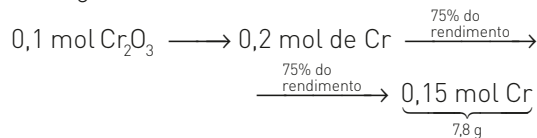


$$1 \text{ mol}$$

$$152 \text{ g}$$

$$0,1 \text{ mol}$$

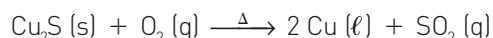
$$15,20 \text{ g}$$



6. Alternativa c.

$$\text{Cu}_2\text{S} = 159 \text{ g}$$

$$r = 80\% = 0,80$$



$$159 \text{ g} \longrightarrow 2 \text{ mol} \cdot 0,80$$

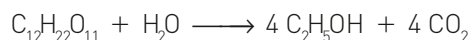
$$m_{\text{Cu}_2\text{S}} \longrightarrow 16 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}_2\text{S}} = 1590 \text{ g}$$

7. Alternativa d.

A substância produto-reagente que participa das duas reações é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Unindo as duas reações, temos:



Massa teórica obtida:

$$1 \text{ mol de } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \longrightarrow 4 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$1 \cdot (342 \text{ g}) \longrightarrow 4 \cdot (46 \text{ g})$$

$$500 \text{ kg} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{500 \text{ kg} \cdot 4 \cdot 46 \text{ g}}{342 \text{ g}} = 169 \text{ kg de } C_2H_5OH$$

Massa real de álcool obtida:

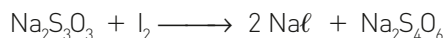
$$269 \text{ kg} \text{ — } 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$m \text{ — } 68,4\% \text{ (rendimento real)}$$

$$m = \frac{269 \text{ kg} \cdot 68,4}{100} = 184 \text{ kg de álcool}$$

8. Alternativa b.

Massa teórica de $Na_2S_4O_6$ que poder ser obtida:



$$2 \text{ mol — } 1 \text{ mol}$$

$$2 \cdot (158 \text{ g}) \text{ — } 1 \cdot (270 \text{ g})$$

$$158 \text{ g — } m$$

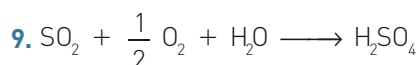
$$m = \frac{158 \text{ g} \cdot 1 \cdot 270 \text{ g}}{2 \cdot 158 \text{ g}} = 135 \text{ g de } Na_2S_4O_6$$

Rendimento:

$$135 \text{ g — } 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$105 \text{ g — } x \text{ (rendimento real)}$$

$$x = \frac{105 \text{ g} \cdot 100}{135 \text{ g}} = 77,7 \Rightarrow 80\%$$



$$1 \text{ mol de } SO_2 \text{ — } 1 \text{ mol de } H_2SO_4$$

$$1(64 \text{ g}) \text{ — } 1(68 \text{ g})$$

$$6,4 \text{ t — } x$$

$$x = 9,8 \text{ t } H_2SO_4$$

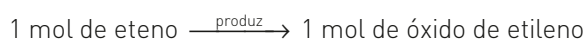
$$9,8 \text{ t } H_2SO_4 \text{ — } 100\%$$

$$m \text{ — } 70\% \text{ de eficiência}$$

$$m = 6,86 \text{ t de } H_2SO_4 / \text{dia.}$$

Em 10 dias teremos a formação de 68,6 t de H_2SO_4 .

10. Alternativa a.



$$1 \cdot (28 \text{ g}) \text{ — } 1 \cdot (44 \text{ g})$$

$$28 \text{ kg — } m$$

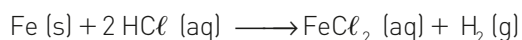
$$m = 44 \text{ kg de óxido de etileno}$$

$$44 \text{ kg — } 100\%$$

$$22 \text{ kg — } 50\%$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 652)

1. Alternativa d.



$$73 \text{ g — } 1 \text{ mol}$$

$$x \text{ g — } 0,002 \text{ mol}$$

$$x = 0,146 \text{ g de } HCl$$

$$0,146 \text{ g — } 80\%$$

$$y \text{ g — } 100\%$$

$$y = 0,1825 \text{ g ou } 1,825 \cdot 10^{-1} \text{ g de } HCl$$

2. Massa teórica de ácido adípico obtida:

$$1 \text{ mol de ciclo-hexano — } 1 \text{ mol de ácido adípico}$$

$$1 \cdot (82 \text{ g}) \text{ — } 1 \cdot (146 \text{ g})$$

$$41 \text{ kg — } m$$

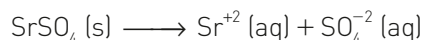
$$m = \frac{41 \text{ kg} \cdot 146 \text{ g}}{82 \text{ g}} = 73 \text{ kg de ácido adípico.}$$

Massa real de ácido adípico obtida:

$$\left\{ \begin{array}{l} 73 \text{ kg — } 100\% \text{ (rendimento teórico)} \\ x \text{ — } 85\% \text{ (rendimento real)} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{73 \text{ kg} \cdot 85}{100} = 62,05 \text{ kg} \approx 62 \text{ kg de ácido adípico}$$

3. Alternativa a.



$$183,6 \text{ g — } 87,6 \text{ g}$$

$$1837 \text{ g — } x$$

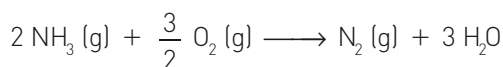
$$x = 876,47 \text{ g}$$

$$876,47 \text{ g — } 100\%$$

$$y \text{ — } 80\%$$

$$y = 701,18 \text{ g ou } 0,7 \text{ kg}$$

4. Massa teórica de água obtida:



$$2 \text{ mol — } 3 \text{ mol}$$

$$2 \cdot (17 \text{ g}) \text{ — } 3 \cdot (18 \text{ g})$$

$$42,5 \text{ kg — } m$$

$$m = \frac{42,5 \text{ g} \cdot 3 \cdot 18 \text{ g}}{2 \cdot 17 \text{ g}} = 67,5 \text{ g de } H_2O$$

Massa real obtida:

$$67,5 \text{ g — } 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$x \text{ — } 95\% \text{ (rendimento real)}$$

$$x = \frac{67,5 \text{ g} \cdot 95}{100} = 64,125 \text{ g de } H_2O$$

- 5.a) O sistema 2 irá produzir metanol pela técnica indicada, conforme os cálculos a seguir:

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ g de H}_2$$

$$x \longrightarrow 3 \text{ g}$$

$$x = 1,5 \text{ mol}$$

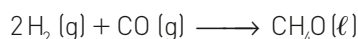
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 28 \text{ g de CO}$$

$$y \longrightarrow 21 \text{ g}$$

$$y = 0,75 \text{ mol}$$

Proporção: 2 : 1 obedecendo a proporção da reação.

- b) Teremos:



$$4 \text{ g} \longrightarrow 32 \text{ g}$$

$$x \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ 600 kg}$$

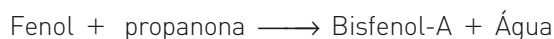
$$x = 200 \text{ kg}$$

$$200 \text{ kg} \longrightarrow 80\%$$

$$y \longrightarrow 100\%$$

$$x = 250 \text{ kg}$$

6. Alternativa e.



$$94 \text{ g} \longrightarrow 58 \text{ g} \longrightarrow 228 \text{ g} \cdot r$$

$$\underline{3 \text{ 760}} \longrightarrow 580 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ 140 g}$$

excesso
de
reagente

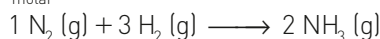
$$228 \text{ g} \cdot r = \frac{58 \text{ g} \cdot 1 \text{ 240 g}}{580 \text{ g}}$$

$$r = 0,5 = 50\%$$

50% de rendimento.

7. Alternativa c.

$$V_{\text{molar}} = 0,18 \text{ L}$$

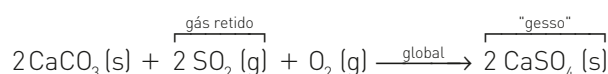
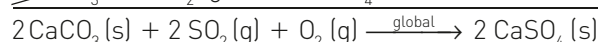
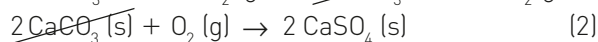
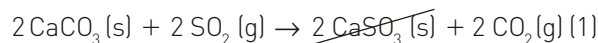


$$0,18 \text{ L} \longrightarrow 2 \cdot 0,18 \text{ L} \cdot r$$

$$40 \text{ L} \longrightarrow 40 \text{ L}$$

$$r = \frac{0,18 \text{ L} \cdot 40 \text{ L}}{40 \text{ L} \cdot 2 \cdot 0,18 \text{ L}} = 0,50 = 50\%$$

8. Alternativa c.



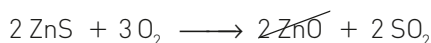
$$2 \text{ mol} \longrightarrow 2 \cdot 136 \text{ g} \cdot 0,90$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow m_{\text{CaSO}_4}$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = 122,4 \text{ g}$$

9. Alternativa c.

10. Alternativa c.



$$2 \cdot 97 \text{ g} \longrightarrow 2 \cdot 65 \text{ g} \cdot 0,80$$

$$0,75 \cdot 100 \text{ kg} \longrightarrow m_{\text{Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = 40,206 \text{ kg} \cong 40 \text{ kg}$$

11. Alternativa d.

Quantidade em mol de cada um dos reagentes:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{CaO}} = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol de CaO}$$

$$n_{\text{SiO}_2} = \frac{20 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,33 \text{ mol de SiO}_2$$

Conforme a equação química, a proporção entre SiO₂ e CaO é 1 : 1, assim, 0,33 mol de SiO₂ reage com 0,33 mol de CaO. Como há 0,5 mol de CaO, este reagente está em excesso.

Para reagir os 28 g de CaO (equivalente a 0,5 mol) são necessários 30 g de SiO₂ (equivalentes a 0,5 mol).

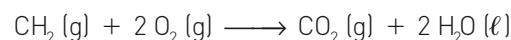
- 12.a) $\text{BaSO}_4 + 4 \text{C} \longrightarrow \text{BaS} + 4 \text{CO}$

$$\text{b) } \begin{cases} 1 \text{ mol de BaSO}_4 = 233 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de BaSO}_3 = 197 \text{ g} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 233 \text{ g de BaSO}_4 \longrightarrow 197 \text{ g de BaCO}_3 \\ 4,66 \text{ kg} \longrightarrow x \\ x = 3,94 \text{ kg de BaCO}_3 \end{cases}$$

$$\begin{cases} 100\% \longrightarrow 3,94 \text{ kg} \\ 50\% \longrightarrow y \\ y = 1,97 \text{ kg de BaCO}_3 \end{cases}$$

13. Alternativa b.



$$1 \text{ mol de CH}_2 \longrightarrow 2 \text{ mol de O}_2 \quad (\text{em mol})$$

$$1 \text{ V de CH}_2 \longrightarrow 2 \text{ V de O}_2 \quad (\text{em volume})$$

$$60 \text{ L} \longrightarrow 120 \text{ L}$$

$$120 \text{ L de O}_2 \longrightarrow 100\%$$

$$x \longrightarrow 90\% \text{ de rendimento}$$

$$x = 108 \text{ L de O}_2$$

$$108 \text{ L de O}_2 \longrightarrow 20\%$$

$$V \longrightarrow 100\%$$

$$V = 540 \text{ L de ar}$$



O CONECTE agora é CONECTE LIVE!

O CONECTE, coleção voltada para o Ensino Médio que alia Tecnologia à Educação, apresenta uma novidade nesta reformulação: o CONECTE LIVE!

O CONECTE LIVE integra conteúdos digitais exclusivos às obras de autores renomados. Além disso, promove maior interação entre alunos, professores e autores. Livros digitais, objetos educacionais digitais, entre outros conteúdos interativos, compõem a coleção.

Outra novidade! As atualizações no material didático não se encerram no momento em que os livros são impressos. Ofertas complementares e atividades diferenciadas são disponibilizadas na plataforma digital ao longo de todo o ano escolar, garantindo novidades frequentes a professores e alunos!

Para conhecer todos os materiais e os serviços do CONECTE LIVE, acesse: <http://conecte.plurall.net/>

Não compre nem venda o Livro do Professor!

Este exemplar é de uso exclusivo do Professor. Comercializar este livro, distribuído gratuitamente para análise e uso do educador, configura crime de direito autoral sujeito às penalidades previstas pela legislação.